Chemia

Informator
Matura 2024

• sięgnij • zamów • poćwicz • zdaj

OFICYNA EDUKACYJNA
KRZYSZTOF PAZDRO

NASI PRZEDSTAWICIELE

Jeżeli chcielibyście Państwo dowiedzieć się więcej o naszych książkach, to przedstawiciele regionalni Oficyny Edukacyjnej * Krzysztof Pazdro:

- **przyjadą** do Państwa szkoły, aby przedstawić ofertę wydawnictwa
- **dokonają** wśród grona nauczycieli prezentacji podręczników z jednego lub z kilku przedmiotów
- **porozmawiają** indywidualnie z każdym nauczycielem i pomogą w wyborze podręczników
- **udzielą** szczegółowych informacji na temat konferencji i warsztatów organizowanych przez wydawnictwo
- **przedstawią** najkorzystniejsze warunki zakupu publikacji Oficyny.

REGIONY

1 **Lubuski**
Zachodniopomorski
Pomorski (zachód)
Powiaty: bytowski, chojnicki, człuchowski, kartuski, kościerski, lęborski, pucki, Słupsk, słupski, wejherowski, Gdańsk, Gdynia, Sopot
Wielkopolski (zachód)
Powiaty: czarnkowsko-trzcianecki, grodziski, międzychodzki, nowotomyski, szamotulski, wolsztyński

692-403-384
lubuskie@pazdro.com.pl

2 **Dolnośląski**
Opolski
Śląski

692-490-546
dolnoslaskie@pazdro.com.pl

3 **Wielkopolski**
Łódzki
Kujawsko-Pomorski

694-498-275
wielkopolskie@pazdro.com.pl

4 **Mazowiecki (północ)**
Powiaty: ciechanowski, gostyniński, makowski, mławski, ostrołęcki, Ostrołęka, ostrowski, Płock, płocki, płoński, przasnyski, sierpecki, żuromiński
Podlaski
Warmińsko-Mazurski
Pomorski (wschód)
Powiaty: gdański, kwidzyński, malborski, sztumski, nowodworski, starogardzki, tczewski

694-498-274
mazowieckie@pazdro.com.pl

5 **Mazowiecki (centrum)**
Powiaty: białobrzeski, garwoliński, grodziski, grójecki, legionowski, łosicki, miński, nowodworski, otwocki, piaseczyński, pruszkowski, pułtuski, Siedlce, siedlecki, sochaczewski, sokołowski, Warszawa, warszawski zachodni, węgrowski, wołomiński, wyszkowski, żyrardowski
Lubelski (północ)
Powiaty: bialski, Biała Podlaska, łukowski, parczewski, radzyński
Podlaski (południe)
Powiat: siemiatycki

666-376-451
warszawa@pazdro.com.pl

6 **Lubelski**
Podkarpacki
Świętokrzyski
Małopolski
Mazowiecki (południe)
Powiaty: kozienicki, lipski, przysuski, Radom, radomski, szydłowiecki, zwoleński

692-490-544
lubelskie@pazdro.com.pl

Szanowni Państwo,

oto informator o naszych najnowszych pozycjach wydawniczych z chemii, przeznaczonych dla uczniów i uczennic liceów i techników, przygotowujących się do egzaminu maturalnego na poziomie rozszerzonym, który od 2023 roku odbywa się na nowych zasadach.

Proponowane tu pozycje obejmują treści ujęte w *Podstawie programowej z chemii w zakresie rozszerzonym*, obowiązującej w szkołach od roku szkolnego 2019/2020. Aktualna oferta jest dostępna na stronie www.pazdro.com.pl

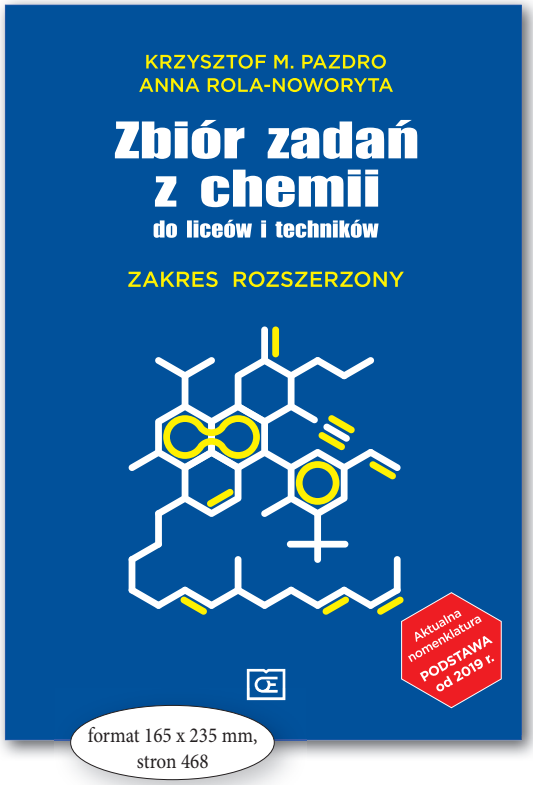
Gorąco zachęcamy do zapoznania się z tymi pozycjami i zalecania ich swoim uczniom.

Wydawca

OFICYNA EDUKACYJNA
KRZYSZTOF PAZDRO
www.pazdro.com.pl

Spis treści

Zbiór zadań z chemii do liceów i techników. Zakres rozszerzony 2
Chemia. Kompendium maturalne 4
Chemia. Zbiór zadań typu maturalnego. Część 1. 12
Chemia. Zbiór zadań typu maturalnego. Część 2. 22
Chemia. Zbiór zadań maturalnych CKE. Część 1. 27
Chemia. Zbiór zadań maturalnych CKE. Część 2. 37
Chemia. Powtórka przed maturą (wydanie zmienione i uzupełnione) 38
Przed maturą. Wyjaśnianie chemii w pytaniach i odpowiedziach 52
Chemia. Próbne arkusze maturalne. Zestaw 1. 62
Chemia. Próbne arkusze maturalne. Zestaw 2. 62
Chemia. Repetyporium dla przyszłych maturzystów i studentów 72



Spis treści

WSTĘP

ROZDZIAŁ 1. Przekazywanie informacji chemicznych

ROZDZIAŁ 2. Podstawy stechiometrii

ROZDZIAŁ 3. Stechiometria wzorów chemicznych

ROZDZIAŁ 4. Stechiometria równań chemicznych

ROZDZIAŁ 5. Stechiometria mieszanin

ROZDZIAŁ 6. Budowa atomów

ROZDZIAŁ 7. Przekształcenia atomów w inne drobiny

ROZDZIAŁ 8. Roztwory

ROZDZIAŁ 9. Chemia roztworów wodnych

ROZDZIAŁ 10. Reakcje utleniania-redukcji

ROZDZIAŁ 11. Elektrochemia

ROZDZIAŁ 12. Związki nieorganiczne

ROZDZIAŁ 13. Pierwiastki bloku *s*

ROZDZIAŁ 14. Pierwiastki bloku *p*

ROZDZIAŁ 15. Pierwiastki bloku *d*

ROZDZIAŁ 16. Węglowodory

ROZDZIAŁ 17. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

ROZDZIAŁ 18. Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

ROZDZIAŁ 19. Chemia wokół nas

ROZDZIAŁ 20. Elementy ochrony środowiska

ANEKSY I TABELE

TABELE UZUPEŁNIAJĄCE

ODPOWIEDZI

SKOROWIDZ (polsko-angielski)

TABLICE – Układy okresowe

WSTĘP

do wydania 2023

Oddajemy do rąk Nauczycieli i Uczniów kolejną edycję powszechnie znanego i cenionego od wielu lat „Zbioru zadań z chemii" Krzysztofa M. Pazdry. Zbiór był wielokrotnie wznawiany przez czterech kolejnych wydawców pod kilkakrotnie modyfikowanym tytułem określającym adresata.

Obecne, kolejne wydanie zbioru zadań, poprawione i rozszerzone, obejmuje wszystkie wymagania programowe kształcenia w zakresie rozszerzonym, przedstawione w podstawie programowej dla liceów i techników, obowiązującej w tych szkołach od września 2019 r.

Współautorka zbioru, Anna Rola-Noworyta, zadbała o jego aktualizację merytoryczną i nomenklaturową. Zbiór kończy się skorowidzem rzeczowym polsko-angielskim.

Redaktor

Informacje dla Nauczyciela

Różnice w stosunku do wydań z lat ubiegłych polegają na dodaniu nowych zadań w kilku istniejących rozdziałach (zwłaszcza w zakresie chemii organicznej), na poprawieniu nomenklatury związków organicznych zgodnie z najnowszymi wymaganiami oraz dodaniu podrozdziału dotyczącego badania struktur związków organicznych.

Uwzględniając postulaty środowiska nauczycielskiego przeredagowaliśmy niniejsze wydanie zbioru, wprowadzając powszechnie stosowane nazewnictwo związków nieorganicznych, oparte na systemie Stocka.

W początkowej części zbioru przedstawiliśmy najważniejsze informacje o zaleceniach Polskiego Towarzystwa Chemicznego w dziedzinie nomenklatury związków nieorganicznych.

Wprowadziliśmy powszechnie przyjęty w podręcznikach akademickich, polskich i obcojęzycznych, system zapisywania wzorów elektronowych Lewisa.

Jeżeli zadania zawierają kilka wersji oznaczonych literami **a, b, c** itd., to każdą z nich należy traktować jak oddzielne zadanie. Natomiast pytania w obrębie jednego zadania oznaczone cyframi **1, 2, 3** itd. stanowią części składowe tegoż zadania.

Spis treści

Wstęp

1. Budowa atomu i promieniotwórczość
2. Struktura i geometria drobin złożonych
3. Stechiometria
4. Roztwory, koloidy i zawiesiny
5. Efekt energetyczny, szybkość i wydajność reakcji chemicznej
6. Chemia roztworów wodnych
7. Elektrochemia
8. Chemia pierwiastków i związków nieorganicznych
9. Węglowodory
10. Izomeria optyczna
11. Alkohole i fenole
12. Związki karbonylowe
13. Kwasy karboksylowe
14. Estry
15. Aminy i amidy
16. Aminokwasy, peptydy i białka
17. Sacharydy

SKOROWIDZ

Tablice uzupełniające

Wstęp

Drodzy Uczniowie!

Trzymacie w ręku *Kompendium*, które zostało przygotowane z myślą o osobach przygotowujących się do matury z chemii na poziomie rozszerzonym. Zagadnienia w nim zawarte obejmują wszystkie treści *podstawy programowej* w zakresie rozszerzonym, która obowiązuje od 2019 r. Pierwsi absolwenci nowego liceum już w roku 2023 przystąpią do egzaminu maturalnego z chemii według nowych zasad.

Na co należy zwrócić uwagę? Pamiętajcie, że jeśli Wasza nauka w liceum rozpoczęła się w 2019 lub w 2020 roku, to na egzaminie maturalnym będą Was obowiązywać tzw. *wymagania egzaminacyjne*, które zawierają nieznacznie mniej treści niż ujęte w *podstawie programowej*. Nauczyciele zrealizują na lekcjach cały zakres materiału, ale nie wszystkie treści trzeba będzie powtórzyć przed egzaminem maturalnym. Warto zapytać swoich nauczycieli o te treści, które nie zostały ujęte w *wymaganiach egzaminacyjnych* na rok 2023 i 2024.

Struktura *Kompendium* jest ułożona według klasycznych rozdziałów. Pomoże wam to uporządkować materiał. Rozwiązywane przykłady zostały tak ułożone, aby dać Wam szansę zrozumienia zagadnienia bez pomocy nauczyciela. Ich treści się nie dublują – warto więc przeanalizować wszystkie.

Powtarzając materiał nie lekceważcie zagadnień, które wydają się najbardziej oczywiste. Na przykład:

- *masa molowa* pierwiastka to masa jednego mola jego atomów [$g \cdot mol^{-1}$], a *masa atomowa* to masa jednego atomu [u],
- *liczba masowa izotopu* wskazuje na liczbę nukleonów w jądrze atomu i jest bezwymiarową liczbą całkowitą, podczas, gdy *masa atomowa izotopu* jest masą izotopu [u] i najczęściej nie jest liczbą całkowitą,
- *grupa wodorotlenowa (hydroksylowa)*, która wchodzi w skład m.in. alkoholi i fenoli, to nie jest to samo, co *jon wodorotlenkowy* OH^-, będący częścią jonowej struktury wodorotlenków,
- kreska we wzorze strukturalnym drobiny to wiązanie kowalencyjne (nie ilustrujcie za pomocą kresek połączeń jonowych),
- zapisując jonowe równania reakcji z udziałem mocnych kwasów zapisujcie je na zmianę w wersji uproszczonej (z jonem H^+) i w wersji pełnej (z jonem H_3O^+).

Warto pamiętać o utrwalaniu nowych zasad nomenklatury organicznej (wszystko jest ujęte w tekście tego *Kompendium*) i korzystaniu z nowych tablic, które zostały przygotowane przez Centralną Komisję Egzaminacyjną. W zadaniach rachunkowych dbajcie o poprawność metody i zapisaniu wyniku z prawidłową jednostką oraz odpowiednią dokładnością.

Mamy nadzieję, że to *Kompendium* (oraz inne przygotowane przez nas materiały) pomogą uzyskać Wam satysfakcjonujący wynik na egzaminie maturalnym. Tego Wam życzymy!

Wydawca

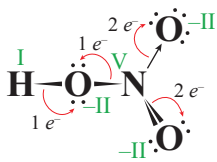
7. Elektrochemia

7.1. Stopień utlenienia atomu pierwiastka

Pojęcie **wartościowości** pierwiastka, które wprowadza się na lekcji chemii już w szkole podstawowej, określa liczbę wiązań, które tworzy atom tego pierwiastka **łącząc się z innym atomem.** Jest to pojęcie, które inaczej interpretuje się w przypadku wiązań jonowych, a inaczej w przypadku struktur kowalencyjnych. Z tego powodu we współczesnej chemii stosuje się pojęcie **stopnia utlenienia** atomu pierwiastka, które jest bardziej uniwersalne.

Stopień utlenienia atomu pierwiastka jest to *ładunek*, jaki istniałby na atomie tego pierwiastka przy założeniu, że wszystkie wiązania w drobinie są jonowe.

Ze względu na to, że dla związków o budowie kowalencyjnej czysto hipotetycznie przyjmuje się jonowość struktury, stopień utlenienia atomu pierwiastka można oszacować na podstawie analizy kierunku polaryzacji wiązań. Na przykład dla kwasu azotowego(V):



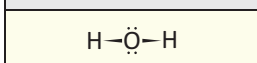
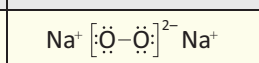
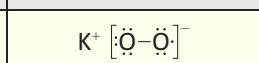
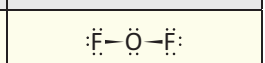
Analiza:

- pojedyncze wiązanie kowalencyjne składa się z dwóch elektronów; zakładamy, że elektron pochodzący od atomu pierwiastka o mniejszej elektroujemności jest „oddawany" na rzecz atomu o większej elektroujemności,
- atom pierwiastka o mniejszej elektroujemności, w wyniku „oddania" jednego elektronu, zyskuje cząstkowy ładunek +1, a atom pierwiastka o większej elektroujemności, w wyniku „przyjęcia" jednego elektronu, zyskuje cząstkowy ładunek –1,
- oszacowane sumarycznie ładunki cząstkowe przekładają się na stopnie utlenienia pierwiastków.

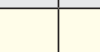
Należy wiedzieć, że szacowanie stopni utlenienia atomów pierwiastków najczęściej nie wymaga pracochłonnej analizy struktur elektronowych drobin (jak powyżej). Wystarczy zapoznać się z podstawowymi regułami wyznaczania stopni utlenienia.

Podstawowe reguły wyznaczania stopni utlenienia atomów pierwiastków.

1. Stopień utlenienia atomu pierwiastka w stanie wolnym jest równy 0. Dotyczy to także pierwiastków, które tworzą cząsteczki, np. H_2, O_2, N_2, P_4, S_8.
2. Stopień utlenienia litowców w związkach chemicznych zawsze wynosi +I.
3. Stopień utlenienia berylowców w związkach chemicznych zawsze wynosi +II.
4. Stopień utlenienia tlenu w związkach chemicznych najczęściej wynosi –II. Są jednak wyjątki:

–II	–I	–½	+II
			
występuje w większości związków chemicznych	występuje tylko w nadtlenkach	występuje tylko w ponadtlenkach	występuje tylko we fluorku tlenu

5. Stopień utlenienia wodoru w związkach chemicznych najczęściej wynosi +I. Są jednak wyjątki:

+I	**–I**
	
występuje w większości związków chemicznych	występuje tylko w wodorkach metali aktywnych

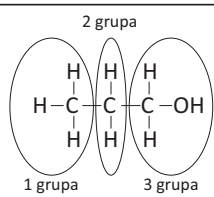
6. Stopień utlenienia jonu prostego jest równy ładunkowi tego jonu:

Na^+	**Ca^{2+}**	**Al^{3+}**	**N^{3-}**	**S^{2-}**	**Cl^-**
+I	+II	+III	–III	–II	–I

7. Stopnie utlenienia w związku chemicznym i w jonie złożonym:

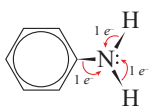
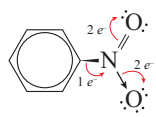
Związek chemiczny	Jon złożony
Suma stopni utlenienia atomów pierwiastków wchodzących w skład związku chemicznego jest zawsze równa zero.	Suma stopni utlenienia atomów pierwiastków wchodzących w skład jonu złożonego jest zawsze równa ładunkowi tego jonu.
$H_4P_2O_7$ $4 \cdot I + 2x + 7 \cdot (-II) = 0$ $x = 5$ stopień utlenienia fosforu to +V	**IO_6^{5-}** $x + 6 \cdot (-II) = -5$ $x = 7$ stopień utlenienia jodu to +VII

8. Stopień utlenienia atomu węgla w związku organicznym.
Suma stopni utlenienia atomów, wchodzących w skład każdej grupy atomów otaczających atom węgla, wynosi 0.



1. grupa atomów:	2. grupa atomów:	3. grupa atomów:
$x + 3 \cdot I = 0$ $x = -3$ [węgiel jest na –III stopniu utlenienia]	$x + 2 \cdot I = 0$ $x = -2$ [węgiel jest na –II stopniu utlenienia]	$x + 3 \cdot I + (-II) = 0$ $x = -1$ [węgiel jest na –I stopniu utlenienia]

9. Stopień utlenienia heteroatomu w związku organicznym:

	
Atom azotu w grupie aminowej $-NH_2$ jest na –III stopniu utlenienia. Dlaczego? Jest on połączony wiązaniami pojedynczymi z trzema atomami pierwiastków o mniejszej od	Atom azotu w grupie nitrowej $-NO_2$ jest na +III stopniu utlenienia. Dlaczego? „Oddaje" on po 2 elektrony na rzecz bardziej elektroujemnych od siebie atomów tlenu, ale

siebie elektroujemności. Azot „ściąga” więc na siebie po jednym elektronie od swoich trzech sąsiadów, zyskując przy tym cząstkowy ładunek –3.	jednocześnie „przyjmuje” jeden elektron od mniej elektroujemnego atomu węgla, zyskując przy tym sumarycznie cząstkowy ładunek +3.

Czy stopnie utlenienia pierwiastków można przewidzieć?

Na podstawie konfiguracji elektronowej pierwiastka można przewidzieć jego najwyższy i/lub jego najniższy stopień utlenienia. Wymaga to jednak założenia, że pierwiastek, wchodząc w skład związku chemicznego, osiąga konfigurację gazu szlachetnego. Tak jest często w przypadku pierwiastków bloku *s* i *p*.

- **Metale** charakteryzują się najniższą elektroujemnością, dlatego wchodząc w skład związków chemicznych najczęściej oddają swoje elektrony walencyjne, przyjmując przy tym dodatnie stopnie utlenienia. Dla metali bloku *d* z grup 8. do 12. przewidywanie stopni utlenienia nie jest proste.

Konfiguracja elektronowa skrócona	Liczba elektronów walencyjnych	Najwyższy stopień utlenienia
$_{11}$**Na**: $[_{10}\mathrm{Ne}]\ 3s^1$	1	+I
$_{20}$**Ca**: $[_{18}\mathrm{Ar}]\ 4s^2$	2	+II
$_{24}$**Cr**: $[_{18}\mathrm{Ar}]\ 4s^1\ 3d^5$	6	+VI
$_{50}$**Sn**: $[_{36}\mathrm{Kr}]\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^2$	4	+IV

- **Niemetale** charakteryzują się najwyższą elektroujemnością, dlatego mogą przyjmować elektrony, zyskując ujemne stopnie utlenienia. Mogą również oddawać elektrony, przyjmując przy tym dodatnie stopnie utlenienia.

Konfiguracja elektronowa skrócona	Liczba elektronów walencyjnych	Najwyższy stopień utlenienia	Najniższy stopień utlenienia
$_{6}$**C**: $[_{2}\mathrm{He}]\ 2s^2\ 2p^2$	4	+IV	–IV
$_{7}$**N**: $[_{2}\mathrm{He}]\ 2s^2\ 2p^3$	5	+V	–III
$_{16}$**S**: $[_{10}\mathrm{Ne}]\ 3s^2\ 2p^4$	6	+VI	–II
$_{35}$**Br**: $[_{18}\mathrm{Ar}]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$	7	+VII	–I

7.2. Reakcje utleniania-redukcji, czyli reakcje redoks

Niektórym reakcjom chemicznym towarzyszy zmiana stopni utlenienia atomów pierwiastków.

Reakcje utleniania-redukcji (redoks) to reakcje, w których zmieniają się stopnie utlenienia atomów pierwiastków. Zmiana stopni utlenienia jest spowodowana przepływem elektronów pomiędzy atomami pierwiastków biorącymi udział w reakcji.

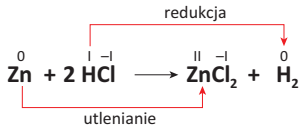
Pod pojęciem reakcji redoks, kryją się dwa procesy – **utleniania** i **redukcji** – które wzajemnie od siebie zależą.

Utlenianie jest to proces, który polega na *podwyższaniu stopnia utlenienia* przez atomy danego pierwiastka. Dzieje się tak w wyniku oddawania elektronów przez te atomy.
Redukcja jest to proces, który polega na *obniżaniu stopnia utlenienia* przez atomy danego pierwiastka. Dzieje się tak w wyniku przyjmowania elektronów przez te atomy.

Drobinom, które biorą udział w reakcji redoks przypisuje się funkcje **utleniacza** i **reduktora**.

Utleniacz jest to drobina, która przyjmując elektrony, ulega redukcji, utleniając przy tym obecny w reakcji reduktor.
Reduktor jest to drobina, która oddając elektrony, ulega utlenieniu, redukując przy tym obecny w reakcji utleniacz.

Schemat reakcji redoks:



Analiza zmian stopni utlenienia poszczególnych pierwiastków, które uczestniczą w powyższej reakcji, prowadzi do wniosków:

- cynk się utlenia, ponieważ zwiększa się jego stopień utlenienia (jest reduktorem),
- wodór redukuje się, ponieważ zmniejsza się jego stopień utlenienia (jest utleniaczem).

Jakie warunki musi spełniać atom, aby mógł pełnić funkcję utleniacza lub reduktora?

- **Utleniaczem** może być drobina, w której atom pierwiastka nie występuje na swoim najniższym stopniu utlenienia, np. jon siarczanowy(VI) SO_4^{2-}, jon azotanowy(V) NO_3^-, jon manganianowy(VII) MnO_4^-, jon dichromianowy(VI) $Cr_2O_7^{2-}$, jon żelaza(III) Fe^{3+}, jon cyny(IV) Sn^{4+}.
- **Reduktorem** może być drobina, w której atom pierwiastka nie występuje na swoim najwyższym stopniu utlenienia, np. jon chlorkowy Cl^-, jon siarczkowy S^{2-}, magnez Mg, glin Al.
- **Utleniaczem** i **reduktorem** może być drobina, w której atom pierwiastka występuje na swoim pośrednim stopniu utlenienia, np. jon azotanowy(III) NO_2^-, jon siarczanowy(IV) SO_3^{2-}, siarka S, tlen O_2, nadtlenek wodoru H_2O_2, jon żelaza(II) Fe^{2+}.

Wykonanie bilansu elektronowego lub bilansu elektronowo-jonowego reakcji redoks pozwala na dobranie współczynników stechiometrycznych w reakcjach, które są zbyt trudne do zbilansowania.

Bilans elektronowy reakcji redoks

Wykonując bilans elektronowy reakcji redoks należy zapisać procesy redukcji i utleniania w postaci równań połówkowych, z uwzględnieniem pojedynczych atomów pierwiastka, i wyrównać zmiany stopnia odpowiednią liczbą elektronów. Następnie należy wyrównać liczbę przepływających elektronów w obu procesach – elektrony, które się uwalniają w procesie utleniania prowadzą do zajścia procesu redukcji. Uzyskane liczby należy przenieść do równania w postaci odpowiednich współczynników stechiometrycznych.

Przykład 1.

$NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$		
Redukcja:	$\overset{0}{O_2} + 4\,e^- \rightarrow 2\,\overset{-II}{O}$	/ × 5
Utlenianie:	$\overset{-III}{N} \rightarrow \overset{+II}{N} + 5\,e^-$	/ × 4
$4\,NH_3 + 5\,O_2 \rightarrow 4\,NO + 6\,H_2O$		

Bilans elektronowo-jonowy reakcji redoks

Wykonując bilans elektronowo-jonowy reakcji redoks należy zapisać procesy redukcji i utleniania w postaci równań połówkowych, z uwzględnieniem całych drobin w których skład wchodzą atomy pierwiastków zmieniających stopnie utlenienia, a następnie wyrównać te zmiany odpowiednią liczbą elektronów.

Pojawiające się w równaniu jony, np. H^+, H_3O^+, OH^- można wykorzystać do wyrównania ładunków po obu stronach równań połówkowych. Inne cząsteczki, np. H_2O, można wykorzystać do wyrównania liczby atomów po obu stronach równań połówkowych.

Następnie należy wyrównać liczbę elektronów przepływających w obu procesach – elektrony, które się uwalniają w procesie utleniania, prowadzą do zajścia procesu redukcji. Uzyskane liczby należy przenieść do równania w postaci odpowiednich współczynników stechiometrycznych.

Przykład 2.

$P_4 + Cu^{2+} + H_2O \rightarrow Cu + H_3PO_4 + H^+$		
Redukcja:	$\overset{+II}{Cu^{2+}} + 2\ e^- \rightarrow \overset{0}{Cu}$	/ × 10
Utlenianie:	$\overset{0}{P_4} + 16\ H_2O \rightarrow 4\ \overset{+V}{H_3PO_4} + 20\ e^- + 20\ H^+$	/ × 1
$P_4 + 10\ Cu^{2+} + 16\ H_2O \rightarrow 10\ Cu + 4\ H_3PO_4 + 20\ H^+$		

Przykład 3.

$Si + OH^- + H_2O \rightarrow SiO_3^{2-} + H_2$		
Redukcja:	$2\ \overset{+I}{H_2O} + 2\ e^- \rightarrow \overset{0}{H_2} + 2\ OH^-$	/ × 2
Utlenianie:	$\overset{0}{Si} + 6\ OH^- \rightarrow \overset{+IV}{SiO_3^{2-}} + 4\ e^- + 3\ H_2O$	/ × 1
$Si + 2\ OH^- + H_2O \rightarrow SiO_3^{2-} + 2\ H_2$		

Przykład 4.

$CH_3OH + UO_2^{2+} + H_3O^+ \rightarrow HCHO + U^{4+} + H_2O$		
Redukcja:	$\overset{+VI}{UO_2^{2+}} + 2\ e^- + 4\ H_3O^+ \rightarrow \overset{+IV}{U^{4+}} + 6\ H_2O$	/ × 1
Utlenianie:	$\overset{-II}{CH_3OH} + 2\ H_2O \rightarrow \overset{0}{HCHO} + 2\ e^- + 2\ H_3O^+$	/ × 1
$CH_3OH + UO_2^{2+} + 2\ H_3O^+ \rightarrow HCHO + U^{4+} + 4\ H_2O$		

Reakcja dysproporcjonowania jest to reakcja redoks, w której atomy tego samego pierwiastka na danym stopniu utlenienia ulegają utlenieniu i redukcji, podwyższając lub zmniejszając stopnie utlenienia, i przechodzą na dwa różne stopnie.

Przykład 5.

$H^+ + ClO_3^- \rightarrow ClO_2 + ClO_4^- + H_2O$		
Redukcja:	$\overset{+V}{ClO_3^-} + e^- + 2\,H^+ \rightarrow \overset{+IV}{ClO_2} + H_2O$	/ × 2
Utlenianie:	$\overset{+V}{ClO_3^-} + H_2O \rightarrow \overset{+VII}{ClO_4^-} + 2\,e^- + 2\,H^+$	/ × 1
$2\,H^+ + 3\,ClO_3^- \rightarrow 2\,ClO_2 + ClO_4^- + H_2O$		

Reakcja synproporcjonowania jest to reakcja redoks, w której atomy tego samego pierwiastka na dwóch różnych stopniach utlenienia ulegają utlenieniu lub redukcji, podwyższając lub zmniejszając stopnie utlenienia, i przechodzą na jeden, ten sam stopień.

Przykład 6.

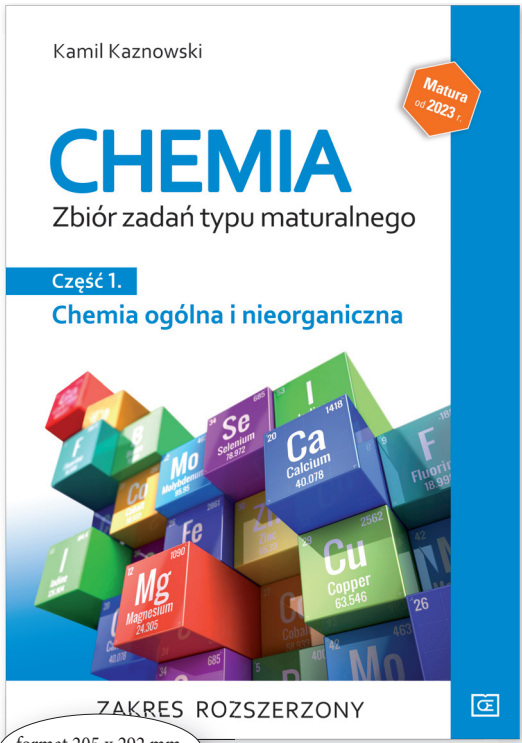
$H_3O^+ + ClO_3^- + Cl^- \rightarrow Cl_2 + H_2O$		
Redukcja:	$2\,\overset{+V}{ClO_3^-} + 10\,e^- + 12\,H_3O^+ \rightarrow \overset{0}{Cl_2} + 18\,H_2O$	/ × 1
Utlenianie:	$2\,\overset{-I}{Cl^-} \rightarrow \overset{0}{Cl_2} + 2\,e^-$	/ × 5
$12\,H_3O^+ + 2\,ClO_3^- + 10\,Cl^- \rightarrow 6\,Cl_2 + 18\,H_2O$		

W szczególnych przypadkach reakcji redoks może się zdarzyć, że redukcji (lub utlenieniu) ulegają atomy więcej niż jednego pierwiastka.

Przykład 7.

$Cr + H^+ + O_2 \rightarrow Cr^{3+} + H_2 + H_2O$		
Redukcja:	$2\,\overset{+I}{H^+} + 2\,e^- \rightarrow \overset{0}{H_2}$ $\overset{0}{O_2} + 4\,e^- + 4\,H^+ \rightarrow 2\,\overset{-II}{H_2O}$	/ × 1
Utlenianie:	$\overset{0}{Cr} \rightarrow \overset{+III}{Cr^{3+}} + 3\,e^-$	/ × 2
$2\,Cr + 6\,H^+ + O_2 \rightarrow 2\,Cr^{3+} + H_2 + 2\,H_2O$		

Znajomość stopni utlenienia atomów pierwiastka nie jest niezbędna, żeby poprawnie zapisać bilans elektronowo-jonowy reakcji redoks. Aby wykonać bilans, bez użycia stopni utlenienia atomów pierwiastków, należy odwrócić kolejność wykonywanych czynności. Zaczynamy od wyrównania liczby atomów po obu stronach równania połówkowego, posługując się odpowiednimi drobinami, np. H^+, H_3O^+, OH^-, H_2O, a następnie wyrównujemy ładunek obu stron równania odpowiednią liczbą elektronów.



format 205 x 292 mm, stron 232

Spis treści

Wstęp

Część 1.

ZADANIA

1. Budowa atomu i promieniotwórczość
2. Struktura i geometria drobin złożonych
3. Stechiometria
4. Roztwory, koloidy i zawiesiny
5. Efekt energetyczny, szybkość i wydajność reakcji chemicznej
6. Chemia roztworów wodnych
7. Elektrochemia
8. Chemia pierwiastków i związków nieorganicznych

Odpowiedzi

1. Budowa atomu i promieniotwórczość
2. Struktura i geometria drobin złożonych
3. Stechiometria
4. Roztwory, koloidy i zawiesiny
5. Efekt energetyczny, szybkość i wydajność reakcji chemicznej
6. Chemia roztworów wodnych
7. Elektrochemia
8. Chemia pierwiastków i związków nieorganicznych

Tablice uzupełniające

Wstęp

Drodzy Uczniowie!

Przed Wami *Zbiór zadań typu maturalnego*, który został przygotowany z myślą o osobach przygotowujących się do matury z chemii na poziomie rozszerzonym. Zadania zawarte w tym zbiorze obejmują wszystkie treści *podstawy programowej* w zakresie rozszerzonym, która obowiązuje od 2019 r. Pierwsi absolwenci nowego liceum przystąpią do egzaminu maturalnego z chemii według nowych zasad, już w roku 2023.

Struktura zbioru zadań jest uporządkowana według klasycznych rozdziałów, które pokrywają się z rozdziałami w *Kompendium maturalnym*, wydanym przez Oficynę Edukacyjną * Krzysztof Pazdro. Warto potraktować obie publikacje jako nierozłączne i po powtórzeniu materiału w nim zawartym, dobrze byłoby go przećwiczyć, rozwiązując szereg zadań z tego zbioru.

Zbiór został ułożony w taki sposób, aby zadania odpowiadały nowej formule zadań maturalnych, ale jednocześnie dawały Wam możliwość samodzielnego decydowania o tym, w jaki sposób przedstawicie swoje odpowiedzi. Zauważcie, że w zwykłym zbiorze zadań nie ma na to miejsca! Wiele zadań na egzaminie zaskakuje maturzystów i wychodzą z niego z poczuciem, że „czegoś takiego nie ćwiczyli". Warto być przygotowanym na mniej typowe ujęcia zagadnień.

Ważną zmianą w formule egzaminu (w stosunku do dotychczasowej) jest to, że obok schematów doświadczeń pojawią się również zdjęcia przeprowadzanych procesów chemicznych. Ucząc się poprawnego formułowania opisów eksperymentów, zwracajcie uwagę na stan układu przed i po reakcji.

Ważne jest też to, aby utrwalać umiejętność rozwiązywania zadań, w których formułuje się spostrzeżenia, wnioski, stawia hipotezy. W zbiorze zadań jest zaproponowana jedna odpowiedź, ale to nie oznacza, że nie można udzielić innej, której sens jest jednakowy. Oczywiście należy zwrócić uwagę, czy treść zadania narzuca nam to, do czego należy się odwołać, udzielając odpowiedzi.

W zadaniach rachunkowych dbajcie o poprawność metody i zapisaniu wyniku z prawidłową jednostką oraz odpowiednią dokładnością. Metoda rozwiązania nie jest ważna, ale musi być logiczna i poprawna. To daje Wam jeden punkt. Drugi punkt zdobędziecie, jeśli wynik jest zapisany z prawidłową jednostką i właściwą liczbą miejsc po przecinku.

Ważną częścią egzaminu maturalnego z chemii są zadania, które bazują na tekście źródłowym i poruszają treści, których możecie nie znać z lekcji chemii. Dlatego jak najwięcej czytajcie i upewniajcie się, czy jest dla Was zrozumiałe to, co zostało zapisane w tekście lub za pomocą schematu, tabeli, wykresu.

Celem wygodniejszego korzystania ze zbioru, został on podzielony na dwie części. W pierwszej części są zamieszczone zadania dotyczące chemii ogólnej i nieorganicznej, a w drugiej – chemii organicznej.

Mamy nadzieję, że ten *Zbiór* (obie jego części) pozwoli Wam dobrze się przygotować do egzaminacyjnych wyzwań. Po takim treningu warto będzie się jeszcze zmierzyć z próbnymi arkuszami maturalnymi, które są dla Was przygotowywane przez Oficynę Pazdro, w kolejnych zestawach. Trzymamy kciuki!

Wydawca

Zadanie 154. (0–2)

Zmieszano 14 cm^3 0,02-molowego wodnego roztworu kwasu chlorowodorowego z 17 cm^3 0,006-molowego wodnego roztworu wodorotlenku strontu. Zaszła reakcja chemiczna, której zapis jonowy skrócony ilustruje równanie:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$$

Oblicz pH roztworu otrzymanego po reakcji.

Zadanie 155. (0–1)

Wodny roztwór kwasu ortofosforowego(V) H_3PO_4 rozdzielono na trzy próbki, które zostały opisane literami A, B i C. Każda z nich zawierała po 15 cm^3 roztworu tego kwasu o stężeniu 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$. Następnie wykonano kolejne czynności:

a) do próbki A dodano kilka kropli stężonego kwasu chlorowodorowego,
b) do próbki B dodano kilka kropli stężonego roztworu diwodoroortofosforanu(V) sodu,
c) do próbki C dodano kilka kropli stężonego roztworu wodorotlenku sodu.

Stwierdzono, że w każdej z próbek stopień dysocjacji kwasu ortofosforowego(V) uległ zmianie.

Wyjaśnij, jak się zmienił stopień dysocjacji kwasu w próbkach A, B i C. Odpowiedź uzasadnij.

7. Elektrochemia

7.1. Reakcje redoks

Zadanie 1. (0–5)

Sole kwasu chlorowego(V) w odpowiednich warunkach przekształcają się w sole kwasu chlorowego(VII) i sole kwasu chlorowodorowego. Jonowy, skrócony przebieg reakcji ilustruje równanie:

$$ClO_3^-{}_{(aq)} \rightarrow ClO_4^-{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

a) Zapisz bilans elektronowo-jonowy reakcji, stosując układ bilansujący H^+/H_2O.
b) Zapisz bilans elektronowo-jonowy reakcji, stosując układ bilansujący OH^-/H_2O.
c) Zapisz bilans elektronowo-jonowy reakcji, stosując układ bilansujący H_3O^+/H_2O.
d) Wykorzystaj zapisany bilans elektronowy do wyrównaniu współczynników stechiometrycznych w równaniu reakcji.
e) Wskaż oznaczenia literowe fragmentów zdań tak, aby zdania te miały prawidłowy sens.

1) Rozkład jonu chloranowego(V) jest przykładem reakcji **[a] dysproporcjonowania / [b] synproporcjonowania**.
2) Jony chloranowe(V) w tej reakcji pełnią **[a] funkcję utleniacza / [b] funkcję reduktora / [c] funkcje utleniacza i reduktora**.
3) Spośród jonów obecnych w równaniu reakcji rozkładu jonu chloranowego(V) jonem, który mógłby pełnić wyłącznie funkcję reduktora (w innej reakcji) jest jon **[a] ClO_4^- / [b] ClO_3^- / [c] Cl^-**, natomiast jonem, który mógłby pełnić wyłącznie funkcję utleniacza (w innej reakcji) jest jon **[d] ClO_4^- / [e] ClO_3^- / [f] Cl^-**.

Zadanie 2. (0–3)

Przeprowadzono reakcję redoks, w której wykorzystano manganian(VII) potasu i jego silne właściwości utleniające. W probówce umieszczono silnie zabarwiony wodny roztwór utleniacza, po czym wprowadzono wodny, bezbarwny roztwór reduktora. Stwierdzono, że roztwór się odbarwił, wytrącił się brunatny osad, a odczyn roztworu zmienił się z obojętnego na zasadowy.

Zapisz jonowe skrócone równanie reakcji, którą przeprowadzono, wiedząc, że:

- **w reakcji mogły uczestniczyć niektóre z podanych drobin**
  MnO_4^- • Mn^{2+} • MnO_2 • MnO_4^{2-} • NO_3^- • NO_2^- • OH^- • H_3O^+ • H_2O
- **w równaniu reakcji występują dwie spośród czterech drobin manganu:**

MnO_4^-	Mn^{2+}	MnO_2	MnO_4^{2-}

Zapisz bilansu elektronowo-jonowy reakcji redoks i na jego podstawie dobierz współczynniki stechiometryczne w zapisanym równaniu reakcji.

Zadanie 3. (0–2)

Oksowodorotlenek niklu(III) o wzorze $NiO(OH)_{(s)}$, w środowisku zasadowym w obecności cząsteczkowej siarki S_8, ulega redukcji do wodorotlenku niklu(II). Sama siarka utlenia się w środowisku reakcji do rozpuszczalnej w wodzie soli siarczanowej(VI).

Zapisz jonowe skrócone równanie, o którym mowa w treści zadania, a następnie zapisz równania bilansu elektronowo-jonowego reakcji redoks i na jego podstawie dobierz współczynniki stechiometryczne w zapisanym równaniu reakcji.

Zadanie 4. (0–2)

Metaliczny glin roztwarza się w wodnych roztworach kwasów nieutleniających (H_3O^+) i w otrzymanych roztworach występuje w postaci kationów tetraakwaglinu $[Al(H_2O)_4]^{3+}$. W tych reakcjach wydziela się również bezbarwny i bezwonny gaz, którego cechą charakterystyczną jest to, że spala się z charakterystycznym efektem dźwiękowym, tzw. „trzaskiem”.

Zapisz jonowe skrócone równanie, o którym mowa w treści zadania, a następnie zapisz równania bilansu elektronowo-jonowego reakcji redoks i na jego podstawie dobierz współczynniki stechiometryczne w zapisanym równaniu reakcji.

Zadanie 5. (0–3)

Chrom roztwarza się w wodnych roztworach kwasów nieutleniających (H_3O^+) i w obecności tlenu z powietrza utlenia się do jonów heksaakwachromu(III) $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$. W tej reakcji wydziela się także wodór.

Zapisz jonowe skrócone równanie, o którym mowa w treści zadania (uwzględnij udział tlenu z powietrza), a następnie zapisz równania bilansu elektronowo-jonowego reakcji redoks i na jego podstawie dobierz współczynniki stechiometryczne w zapisanym równaniu reakcji.

Zadanie 6. (0–2)

Sole tiosiarczanowe to sole, w których skład wchodzi jon $S_2O_3^{2-}$. Oba atomy siarki w jego strukturze występują na dwóch różnych stopniach utlenienia. Jony te wykazują nietrwałość w roztworach o niskim pH i ulegają reakcji dysproporcjonowania z wydzieleniem osadu koloidalnej siarki S_8. W reakcji wydziela się także jeden z tlenków siarki, który jest bezwodnikiem słabego kwasu.

Zapisz jonowe skrócone równanie, o którym mowa w treści zadania, a następnie zapisz równania bilansu elektronowo-jonowego reakcji redoks i na jego podstawie dobierz współczynniki stechiometryczne w zapisanym równaniu reakcji.

Zadanie 7. (0–2)

Fosfor P_4 roztwarza się w wodnych roztworach zasad i powstaje wodorek fosforu, którego ilościowy skład pierwiastkowy odpowiada składowi cząsteczki wodorku azotu (amoniaku). Produktem reakcji jest ponadto jon diwodorofosforanowy(I) $H_2PO_2^-$.

Zapisz jonowe skrócone równanie, o którym mowa w treści zadania, a następnie zapisz równania bilansu elektronowo-jonowego reakcji redoks i na jego podstawie dobierz współczynniki stechiometryczne w zapisanym równaniu reakcji.

Zadanie 8. (0–3)

Wodny roztwór siarczanu(VI) chromu(II) ma barwę grafitową, a wodny roztwór siarczanu(VI) chromu(III) – barwę szarozieloną. Sole chromu na niskich stopniach utlenienia można stosunkowo łatwo utlenić do soli na jego najwyższym stopniu utlenienia. Reakcję przeprowadza się w środowisku alkalicznym i przy użyciu utleniacza, np. 10–procentowego roztworu nadtlenku wodoru. O przebiegu reakcji informuje zmiana barwy roztworu:

Barwa roztworu przed reakcją	Barwa roztworu po reakcji

Sole chromu na jego najwyższym stopniu utlenienia są najczęściej pomarańczowe lub żółte. Te pierwsze są trwałe w środowisku o niskich wartościach pH i zawierają jon chromu $Cr_xO_7^{2-}$. Te drugie są trwałe w środowisku o wysokich wartościach pH i są zbudowane z jonu chromu $Cr_xO_4^{2-}$.

Zapisz jonowe skrócone równanie reakcji, którą przeprowadzono, a następnie zapisz równania bilansu elektronowo-jonowego reakcji redoks i na jego podstawie dobierz współczynniki stechiometryczne w zapisanym równaniu reakcji.

Zadanie 9. (0–1)

Różne pierwiastki mogą wchodzić w skład licznych związków chemicznych, w których przyjmują one różne stopnie utlenienia. Ulegając reakcjom utlenienia i redukcji pełnią funkcje reduktorów lub utleniaczy, a czasem są jednym i drugim w tym samym procesie redoks.

Wskaż wzory tych drobin, które w reakcjach utlenienia i redukcji mogą pełnić wyłącznie funkcję reduktora.

S^{2-} • NO_2^- • MnO_4^- • CrO_4^{2-} • Br^- • Mg • Fe^{2+} • O_2 • Sn^{4+}

Zadanie 10. (0–1)

Wskaż wzory tych drobin, które w reakcjach utlenienia i redukcji mogą pełnić wyłącznie funkcję utleniacza.

$Cr(OH)_3$ • Mn^{2+} • CrO_4^{2-} • Cr • MnO_4^{2-} • CrO_3 • MnO_2 • Mn

Zadanie 11. (0–1)

Wskaż wzory tych drobin, które w reakcjach dysproporcjonowania (dysmutacji) mogłyby być substratami tych reakcji.

Fe^{2+} • Sn^{4+} • Cl^- • Br_2 • SO_3^{2-} • NO_3^- • PO_4^{3-} • S • Mg^{2+}

Zadanie 12. (0–1)

Wskaż wzory lub symbole tych drobin, które mogą pełnić funkcję produktów w procesach synproporcjonowania.

MnO_4^- • Mn^{2+} • SO_3^{2-} • NO_2^- • N_2 • Mg • ClO_4^- • S • Cr • Cr^{3+} • CO_3^{2-}

Zadanie 13. (0–4)

Ozon jest bardzo silnym utleniaczem, który utlenia pierwiastki 17. grupy układu okresowego do ich najwyższego stopnia utlenienia.

Wodę destylowaną nasycono gazowym chlorem i ozonem. Stwierdzono, że w reakcji powstał mocny kwas tlenowy chloru, w którego cząsteczce stwierdza się obecność trzech wiązań koordynacyjnych. Produktem ubocznym reakcji jest gaz, który podtrzymuje spalanie.

a) **Zapisz jonowe skrócone równanie, o którym mowa w treści zadania, a następnie wykonaj bilans elektronowo-jonowy zapisanej reakcji redoks i na jego podstawie dobierz w równaniu brakujące współczynniki stechiometryczne. Wskaż utleniacz i reduktor.**

b) Stała Faradaya F informuje o wielkości ładunku (wyrażonego w kulombach [C]), jaki niesie ze sobą strumień 1 mola elektronów:

$$F = N_A \cdot e$$

gdzie:

- N_A – liczba Avogadra ($6{,}02 \cdot 10^{23}$ mol^{-1})
- e – ładunek elementarny ($1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C)

Oblicz wartość stałej Faradaya F i na jej podstawie oblicz, ile gramów ozonu użyto do powyższej reakcji, jeżeli w przeprowadzonym procesie redoks przepłynął ładunek 19 264 C.

Zadanie 14. (0–2)

Chrom roztwarza się w wodnym roztworze kwasu chlorowodorowego. W warunkach swobodnego dostępu tlenu z powietrza w reakcji tej tworzy się m.in. sól chromu(III) i wydziela się gaz. Przebieg reakcji ilustruje jonowy zapis równania:

$$2\ Cr_{(s)} + 6\ H_3O^+_{(aq)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ Cr^{3+}_{(aq)} + H_2 + 8\ H_2O$$

Oblicz, ile gramów chromu roztworzyło się w reakcji, jeżeli wiadomo, że w jej wyniku chrom oddał taką liczbę elektronów, która niesie ze sobą ładunek elektryczny równy 24 125 C. Załóż, że:

- **wydajność reakcji wynosiła 100%,**
- **1 mol elektronów niesie ze sobą ładunek elektryczny 96 500 C.**

Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Zadanie 15. (0–1)

Przeczytaj poniższe informacje, a następnie wskaż te, które uznasz za prawdziwe, oraz te, które uznasz za fałszywe.

1) Szereg metali: Ca, Zn, Fe, Cu, Ag przedstawia ich ustawienie – od najsłabszego reduktora do najsilniejszego reduktora.
2) Szereg jonów metali: Ca^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{2+}, Cu^{2+}, Ag^{+} przedstawia ich ustawienie – od najsilniejszego utleniacza do najsłabszego utleniacza.
3) Ze wzrostem potencjału elektrochemicznego $E°$ metali maleje ich reaktywność chemiczna i tendencja do ulegania reakcji utlenienia.

Zadanie 16. (0–1)

Dany jest zbiór symboli pierwiastków i wzorów jonów prostych:

$$Mg \bullet Cd \bullet Ni \bullet Ag \bullet Bi \bullet Cd^{2+} \bullet Al^{3+} \bullet Sn^{2+} \bullet Cu^{2+} \bullet H^{+} \bullet Bi^{3+}$$

Podaj symbole pierwiastków i/lub wzory jonów, które spełniają poniższe warunki. Weź pod uwagę dane zawarte w szeregu napięciowym metali.

1) Pierwiastki i/lub jony, które można zredukować za pomocą metalicznego ołowiu.
2) Pierwiastki i/lub jony, które można utlenić za pomocą jonów ołowiu(II) Pb^{2+}.

Zadanie 17. (0–1)

Wyjaśnij, jak zgodnie ze wzrostem potencjału elektrochemicznego zmieniają się właściwości redukujące metali w szeregu elektrochemicznym. Wskaż oznaczenia literowe fragmentów zdań tak, aby zdania te miały prawidłowy sens.

1) Wraz ze wzrostem potencjału elektrochemicznego właściwości redukujące metali **[a] rosną / [b] maleją**.
2) Kierunek ten jednocześnie wskazuje **[a] wzrost / [b] obniżanie** tendencji prostych jonów tych metali do bycia coraz to silniejszymi utleniaczami.

Zadanie 18. (0–1)

Przeprowadzono trzy reakcje chemiczne, w których uczestniczyły metale i wodne roztwory ich soli. Jonowe skrócone zapisy równań przeprowadzonych reakcji:

- $3\ A^{2+}_{(aq)} + 2\ B_{(s)} \rightarrow 3\ A_{(s)} + 2\ B^{3+}_{(aq)}$
- $B^{3+}_{(aq)} + 3\ C_{(s)} \rightarrow 3\ C^{+}_{(aq)} + B_{(s)}$
- $2\ A_{(s)} + D^{4+}_{(aq)} \rightarrow 2\ A^{2+}_{(aq)} + D_{(s)}$

Ustal, który z układów redoks: $A_{(s)}|A^{2+}_{(aq)}$, $B_{(s)}|B^{3+}_{(aq)}$, $C_{(s)}|C^{+}_{(aq)}$, $D_{(s)}|D^{4+}_{(aq)}$ jest układem o najniższym potencjale elektrochemicznym, a który – o najwyższym.

Zadanie 19. (0–1)

Przeprowadzono doświadczenie chemiczne, w którym cztery metale: tytan, technet, uran i gal umieszczono w wodnych roztworach różnych soli. Wynik eksperymentu zapisano w postaci jonowych skróconych równań reakcji:

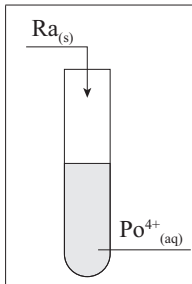
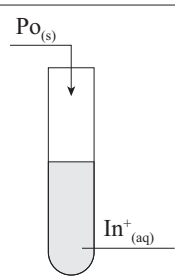
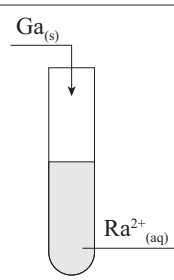
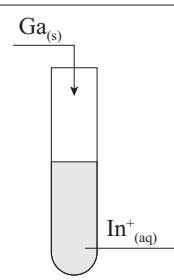
$$4\ Ti_{(s)} + 3\ Tc^{4+}_{(aq)} \rightarrow 4\ Ti^{3+}_{(aq)} + 3\ Tc_{(s)}$$
$$4\ Au^{3+}_{(aq)} + 3\ Tc_{(s)} \rightarrow 4\ Au_{(s)} + 3\ Tc^{4+}_{(aq)}$$
$$U_{(s)} + Ti^{3+}_{(aq)} \rightarrow U^{3+}_{(aq)} + Ti_{(s)}$$
$$Ti_{(s)} + Ga^{3+}_{(aq)} \rightarrow Ti^{3+}_{(aq)} + Ga_{(s)}$$
$$4\ Ga_{(s)} + 3\ Tc^{4+}_{(aq)} \rightarrow 4\ Ga^{3+}_{(aq)} + 3\ Tc_{(s)}$$
$$Ga_{(s)} + Au^{3+}_{(aq)} \rightarrow Ga^{3+}_{(aq)} + Au_{(s)}$$

Przypisz podanym poniżej wartościom potencjałów standardowych półogniw (A–E) następujące układy redoks: $Ti_{(s)}|Ti^{3+}_{(aq)}$, $Tc_{(s)}|Tc^{4+}_{(aq)}$, $Au_{(s)}|Au^{3+}_{(aq)}$, $U_{(s)}|U^{3+}_{(aq)}$, $Ga_{(s)}|Ga^{3+}_{(aq)}$.

A	B	C	D	E
$E° = -1{,}80$ V	$E° = -1{,}20$ V	$E° = -0{,}55$ V	$E° = +0{,}28$ V	$E° = +1{,}40$ V

Zadanie 20. (0–1)

W celu porównania reaktywności chemicznej metali, stosunkowo rzadko stosowanych w syntezie chemicznej, przeprowadzono pewne doświadczenie. Wyniki doświadczenia przedstawiono w tabeli:

				
Przewidywane produkty	$Ra^{2+}_{(aq)} + Po_{(s)}$	$Po^{4+}_{(aq)} + In_{(s)}$	$Ga^{3+}_{(aq)} + Ra_{(s)}$	$Ga^{3+}_{(aq)} + In_{(s)}$
Przebieg reakcji	Tak	Nie	Nie	Tak

Przypisz nazwy metali do podanych potencjałów elektrochemicznych, z szeregu napięciowego metali, na podstawie analizy danych zawartych w powyższej tabeli.

$E°$ [V]	–2,80	–0,55	–0,14	+0,76

Zadanie 21. (0–1)

Przeprowadzono szereg reakcji chemicznych, w których uczestniczyły blaszki wykonane z mało znanych metali i wodne roztwory ich soli. Przebieg reakcji ilustrują jonowe skrócone równania reakcji:

- $4\ Ac_{(s)} + 3\ Pa^{4+}_{(aq)} \rightarrow 4\ Ac^{3+}_{(aq)} + 3\ Pa_{(s)}$
- $3\ Pa_{(s)} + 4\ Nb^{3+}_{(aq)} \rightarrow 3\ Pa^{4+}_{(aq)} + 4\ Nb_{(s)}$
- $3\ No_{(s)} + 2\ Ac^{3+}_{(aq)} \rightarrow 3\ No^{2+}_{(aq)} + 2\ Ac_{(s)}$

Uszereguj symbole metali, które uczestniczą w przeprowadzonych reakcjach chemicznych – od najmniej reaktywnego do najbardziej reaktywnego chemicznie.

Zadanie 22. (0–2)

W celu porównania reaktywności chemicznej trzech rzadkich metali wykonano doświadczenie, w którym blaszki wykonane z poszczególnych metali umieszczano w roztworach wodnych, zawierających jony innego metalu. Wyniki doświadczenia zapisano w postaci równań jonowych skróconych:

$Ce_{(s)} + 3\ In^{+}_{(aq)} \rightarrow Ce^{3+}_{(aq)} + 3\ In_{(s)}$ $\qquad$ $3\ Eu_{(s)} + 2\ Ce^{3+}_{(aq)} \rightarrow 3\ Eu^{2+}_{(aq)} + 2\ Ce_{(s)}$

1) **Uszereguj metale, pisząc ich symbole chemiczne, zgodnie ze wzrostem ich reaktywności chemicznej.**
2) **Wskaż:**
   a) **jon, spośród drobin obecnych w zapisanych równaniach reakcji, który jest: (a) najsilniejszym utleniaczem, b) najsłabszym utleniaczem,**
   b) **atom, spośród drobin obecnych w zapisanych równaniach reakcji, który jest: a) najsilniejszym reduktorem, b) najsłabszym reduktorem.**

Zadanie 23. (0–1)

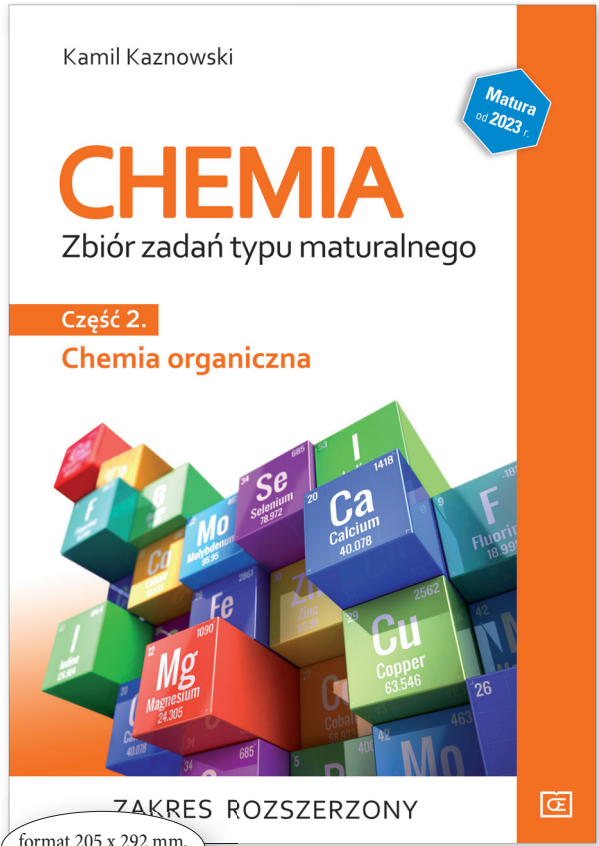
Szereg napięciowy metali i układów redoks pozwala przewidywać kierunek przebiegu reakcji redoks. Na przykład metaliczny cynk wypiera nikiel z wodnego roztworu jego soli, ulegając

151.	$PO_4^{3-} + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + OH^-$ $HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + OH^-$ $H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H_3O^+$	2
152.	a) najmocniejszy kwas – HB, najsłabszy kwas – HZ b) $A^- + H_2O \rightarrow HA + OH^-$	2
153.	a) wzrośnie, b) wzrośnie, c) nie ulegnie zmianie, d) zmaleje	1
154.	pH = 2,61	2
155.	a) Stopień dysocjacji zmalał, ponieważ zgodnie z regułą przekory wprowadzenie do roztworu kwasu dodatkowej porcji jonów H_3O^+ (H^+) przesuwa stan równowagi procesu dysocjacji w lewo. b) Stopień dysocjacji zmalał, ponieważ zgodnie z regułą przekory wprowadzenie do roztworu kwasu dodatkowej porcji jonów $H_2PO_4^-$ przesuwa stan równowagi procesu dysocjacji w lewo. c) Stopień dysocjacji wzrósł, ponieważ zgodnie z regułą przekory wprowadzenie do roztworu kwasu jonów OH^- przesuwa stan równowagi procesu dysocjacji w prawo na skutek zmniejszania stężenia jonów H_3O^+ (H^+).	1

Rozdział 7.

Nr zad.	Poprawna odpowiedź	Liczba pkt.
1.	a) • utlenianie: $ClO_3^- + H_2O \rightarrow ClO_4^- + 2\,e^- + 2\,H^+$ / · 3 • redukcja: $ClO_3^- + 6\,e^- + 6\,H^+ \rightarrow Cl^- + 3\,H_2O$ b) • utlenianie: $ClO_3^- + 2\,OH^- \rightarrow ClO_4^- + 2\,e^- + H_2O$ / · 3 • redukcja: $ClO_3^- + 6\,e^- + 3\,H_2O \rightarrow Cl^- + 6\,OH^-$ c) • utlenianie: $ClO_3^- + 3\,H_2O \rightarrow ClO_4^- + 2\,e^- + 2\,H_3O^+$ / · 3 • redukcja: $ClO_3^- + 6\,e^- + 6\,H_3O^+ \rightarrow Cl^- + 9\,H_2O$ d) $4\,ClO_3^- \rightarrow 3\,ClO_4^- + Cl^-$ e) 1) [a], 2) [c], 3) [c], [d]	5
2.	$2\,MnO_4^- + 3\,NO_2^- + H_2O \rightarrow 2\,MnO_2\downarrow + 3\,NO_3^- + 2\,OH^-$ • utlenianie: $NO_2^- + 2\,OH^- \rightarrow NO_3^- + 2\,e^- + H_2O$ / · 3 • redukcja: $MnO_4^- + 3\,e^- + 2\,H_2O \rightarrow MnO_2\downarrow + 4\,OH^-$ / · 2	3
3.	$48\,NiO(OH) + 16\,OH^- + 16\,H_2O + S_8 \rightarrow 48\,Ni(OH)_2\downarrow + 8\,SO_4^{2-}$ • utlenianie: $S_8 + 64\,OH^- \rightarrow 8\,SO_4^{2-} + 48\,e^- + 32\,H_2O$ • redukcja: $NiO(OH) + H_2O + e^- \rightarrow Ni(OH)_2\downarrow + OH^-$ / · 48	2
4.	$2\,Al + 6\,H_3O^+ + 2\,H_2O \rightarrow 2\,[Al(H_2O)_4]^{3+} + 3\,H_2\uparrow$ • utlenianie: $Al + 4\,H_2O \rightarrow [Al(H_2O)_4]^{3+} + 3\,e^-$ / · 2 • redukcja: $2\,H_3O^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2\uparrow + 2\,H_2O$ / · 3	2
5.	$10\,Cr + 30\,H_3O^+ + 24\,H_2O + 3\,O_2 \rightarrow 10\,[Cr(H_2O)_6]^{3+} + 9\,H_2\uparrow$ • utlenianie: $Cr + 6\,H_2O \rightarrow [Cr(H_2O)_6]^{3+} + 3\,e^-$ / · 10 • redukcja: $O_2 + 4\,H_3O^+ + 4\,e^- \rightarrow 6\,H_2O$ / · 3 • redukcja: $6\,H_3O^+ + 6\,e^- \rightarrow 3\,H_2\uparrow + 6\,H_2O$ / · 3	3
6.	$8\,S_2O_3^{2-} + 16\,H_3O^+ \rightarrow S_8\downarrow + 8\,SO_2\uparrow + 24\,H_2O$ • utlenianie: $4\,S_2O_3^{2-} + 24\,H_3O^+ + 16\,e^- \rightarrow S_8\downarrow + 36\,H_2O$ • redukcja: $S_2O_3^{2-} + 3\,H_2O \rightarrow 2\,SO_2\uparrow + 4\,e^- + 2\,H_3O^+$ / · 4	2
7.	$4\,P_4 + 12\,OH^- + 12\,H_2O \rightarrow 4\,PH_3\uparrow + 12\,H_2PO_2^-$ • utlenianie: $P_4 + 8\,OH^- \rightarrow 4\,H_2PO_2^- + 4\,e^-$ / · 3 • redukcja: $P_4 + 12\,H_2O + 12\,e^- \rightarrow 4\,PH_3\uparrow + 12\,OH^-$	2
8.	$2\,Cr^{3+} + 3\,H_2O_2 + 10\,OH^- \rightarrow 2\,CrO_4^{2-} + 8\,H_2O$ • utlenianie: $Cr^{3+} + 8\,OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 3\,e^- + 4\,H_2O$ / · 2 • redukcja: $H_2O_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,OH^-$ / · 3	3
9.	S^{2-} • Br^- • Mg	1
10.	CrO_4^{2-} • CrO_3	1
11.	Fe^{2+} • Br_2 • SO_3^{2-} • S	1
12.	Mn^{2+} • SO_3^{2-} • NO_2^- • N_2 • S • Cr^{3+}	1

<table>
<tr><td>13.</td><td>a) $Cl_2 + 7\ O_3 + 3\ H_2O \rightarrow 2\ H_3O^+ + 2\ ClO_4^- + 7\ O_2\uparrow$
• utlenianie: $Cl_2 + 24\ H_2O \rightarrow 2\ ClO_4^- + 14\ e^- + 16\ H_3O^+$
• redukcja: $O_3 + 2\ e^- + 2\ H_3O^+ \rightarrow O_2\uparrow + 3\ H_2O$ / · 7
Utleniaczem jest O_3, a reduktorem jest Cl_2.
b) $F = 96\ 320$ C
4,8 g ozonu</td><td>4</td></tr>
<tr><td>14.</td><td>4,33 g</td><td>2</td></tr>
<tr><td>15.</td><td>1) F, 2) F, 3) P</td><td>1</td></tr>
<tr><td>16.</td><td>1) Cu^{2+}, H^+, Bi^{3+}
2) Mg, Cd, Ni</td><td>1</td></tr>
<tr><td>17.</td><td>1) [b], 2) [a]</td><td>1</td></tr>
<tr><td>18.</td><td>Najwyższy potencjał elektrochemiczny: $D_{(s)} \mid D^{4+}_{(aq)}$
Najniższy potencjał elektrochemiczny: $C_{(s)} \mid C^{+}_{(aq)}$</td><td>1</td></tr>
<tr><td>19.</td><td><table><tr><td>A</td><td>B</td><td>C</td><td>D</td><td>E</td></tr><tr><td>$E° = –1{,}80$ V</td><td>$E° = –1{,}20$ V</td><td>$E° = –0{,}55$ V</td><td>$E° = +0{,}28$ V</td><td>$E° = +1{,}40$ V</td></tr><tr><td>$U_{(s)}\mid U^{3+}_{(aq)}$</td><td>$Ti_{(s)}\mid Ti^{3+}_{(aq)}$</td><td>$Ga_{(s)}\mid Ga^{3+}_{(aq)}$</td><td>$Tc_{(s)}\mid Tc^{4+}_{(aq)}$</td><td>$Au_{(s)}\mid Au^{3+}_{(aq)}$</td></tr></table></td><td>1</td></tr>
<tr><td>20.</td><td><table><tr><td>$E°$ [V]</td><td>–2,80</td><td>–0,55</td><td>–0,14</td><td>+0,76</td></tr><tr><td></td><td>rad</td><td>gal</td><td>ind</td><td>polon</td></tr></table></td><td>1</td></tr>
<tr><td>21.</td><td>Nb, Pa, Ac, No</td><td>1</td></tr>
<tr><td>22.</td><td>1) In, Ce, Eu
2) a) najsilniejszy utleniacz: In^+, najsłabszy utleniacz: Eu^{2+}, b) najsilniejszy reduktor: Eu, najsłabszy reduktor: In</td><td>2</td></tr>
<tr><td>23.</td><td>a) reakcja możliwa, b) reakcja niemożliwa, c) reakcja możliwa, d) reakcja możliwa</td><td>1</td></tr>
<tr><td>24.</td><td>1) masa się zwiększa, 2) masa się nie zmienia, 3) masa się zwiększa, 4) masa się nie zmienia</td><td>1</td></tr>
<tr><td>25.</td><td>2,5%</td><td>2</td></tr>
<tr><td>26.</td><td>a) Płytka miedziana została zanurzona w wodnym roztworze azotanu(V) srebra. Miedź jest metalem reaktywniejszym od srebra i wypiera srebro z roztworu jego soli – na powierzchni płytki miedzianej osadza się metaliczne srebro.
b) 21,1%</td><td>3</td></tr>
<tr><td>27.</td><td>1 i 2</td><td>1</td></tr>
<tr><td>28.</td><td>$SO_3^{2-} + 2\ NO_2^- + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2\ NO + 2\ OH^-$</td><td>1</td></tr>
<tr><td>29.</td><td>a) 2)
b) $6\ MnO_4^- + 10\ Cr^{3+} + 33\ H_2O \rightarrow 6\ Mn^{2+} + 5\ Cr_2O_7^{2-} + 22\ H_3O^+$</td><td>2</td></tr>
<tr><td>30.</td><td>$2\ HPO_3^{2-} + 2\ OH^- + SnO_2 \rightarrow 2\ PO_4^{3-} + 2\ H_2O + Sn$</td><td>1</td></tr>
<tr><td>31.</td><td>a) 3)
b) $2\ MnO_4^- + 6\ H_3O^+ + 5\ ClO_3^- \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 9\ H_2O + 5\ ClO_4^-$</td><td>2</td></tr>
<tr><td>32.</td><td>1) 2, 2) 1</td><td>1</td></tr>
<tr><td>33.</td><td>W zlewce 1. wapń, jako metal reagujący z wodą, roztwarza się i reakcja wypierania miedzi przez wapń nie zachodzi (mimo, że wapń to metal reaktywniejszy od miedzi). W zlewce tej stężenie jonów miedzi(II) się nie zmienia i dodatkowo pojawiają się jony wapnia, dlatego przewodnictwo roztworu w tym naczyniu się zwiększa.
W zlewce 2. ołów wypiera miedź z roztworu soli. Ze względu na to, że reakcja ołowiu z jonami miedzi(II) zachodzi w stosunku molowym 1:1 przewodnictwo roztworu praktycznie się nie zmienia (tyle samo jonów ubywa i przybywa w tym samym czasie).</td><td>1</td></tr>
<tr><td>34.</td><td>a) 1) 1, 2) 2, 3) 1, 2, 4) 3
b) $[Ni^{2+}] = 75\ mmol \cdot dm^{-3}$, $[Mn^{2+}] = 25\ mmol \cdot dm^{-3}$</td><td>3</td></tr>
<tr><td>35.</td><td>a) Cd^{2+}, Sn^{2+}, Bi^{3+}, Cu^{2+}, Pb^{2+}
b) Ca, Cr, Co, Pb</td><td>2</td></tr>
<tr><td>36.</td><td>a) 3, b) Y, c) Z^{2+}</td><td>1</td></tr>
<tr><td>37.</td><td>a) $2\ Al + 3\ Mn^{2+} \rightarrow 2\ Al^{3+} + 3\ Mn$
b) 2,6 g</td><td>3</td></tr>
</table>



format 205 x 292 mm, stron 144

Spis treści

Część 2.

ZADANIA

9. Węglowodory
10. Alkohole i fenole
11. Aldehydy i ketony
12. Kwasy karboksylowe i ich sole
13. Estry
14. Aminy i amidy
15. Izomeria optyczna
16. Aminokwasy, peptydy i białka
17. Sacharydy

Odpowiedzi

9. Węglowodory
10. Alkohole i fenole
11. Aldehydy i ketony
12. Kwasy karboksylowe i ich sole
13. Estry
14. Aminy i amidy
15. Izomeria optyczna
16. Aminokwasy, peptydy i białka
17. Sacharydy

9. Węglowodory

9.1. Węglowodory alifatyczne

Zadanie 1. (0–1)

Wskaż oznaczenia literowe fragmentów zdań tak, aby zdania te miały prawidłowy sens.

1) Ropa naftowa jest **[a] ciekłą / [b] gazową** mieszaniną **[c] jednorodną / [d] niejednorodną**, która składa się m.in. z rozpuszczonych w sobie węglowodorów.
2) Gęstość ropy naftowej jest **[a] mniejsza** / **[b] większa** od gęstości wody, a po zmieszaniu tworzą one układ dwóch **[c] idealnie mieszających się / [d] niemieszających się** ze sobą cieczy.
3) Ropa naftowa jest **[a] niepalną / [b] palną** mieszaniną wielu substancji organicznych, które można rozdzielać metodą **[c] destylacji / [d] krystalizacji**.
4) Ropa naftowa jest produktem rozkładu przede wszystkim szczątków **[a] roślinnych / [b] zwierzęcych**.

Zadanie 2. (0–1)

Uszereguj produkty destylacji frakcyjnej ropy naftowej zgodnie ze wzrostem temperatur wrzenia tych frakcji.

gaz rafineryjny • mazut • olej napędowy • benzyny

Zadanie 3. (0–1)

Poniżej przedstawiono opisy dwóch procesów związanych z produkcją lub poprawianiem jakości benzyn pozyskiwanych z ropy naftowej.

Ustal nazwy tych procesów.

1) Jest to proces, w którym węglowodory o prostych łańcuchach węglowych są przekształcane w izomery o znacznym stopniu rozgałęzienia, lub w węglowodory o strukturze cyklicznej.
2) Jest to proces, w którym węglowodory o dużych masach cząsteczkowych poddaje się rozbiciu na węglowodory nasycone lub nienasycone o krótkich łańcuchach węglowych.

Zadanie 4. (0–1)

Wskaż oznaczenia literowe fragmentów zdań tak, aby zdania te miały prawidłowy sens.

1) Gaz ziemny należy do **[a] grupy paliw kopalnych / [b] produktów destylacji ropy naftowej**. Jego głównym składnikiem jest **[c] metan / [d] etan**, który może stanowić nawet 99% jego składu. Jest gazem palnym i **[e] bezwonnym / [f] o charakterystycznym zapachu**.
2) Głównym produktem spalania gazu ziemnego, przy swobodnym dostępie tlenu, jest **[a] tlenek węgla(IV) / [b] tlenek węgla(II)**. Barwa płomienia spalanego gazu ziemnego w takich warunkach jest **[c] niebieska / [b] żółta**.
3) Gaz ziemny znajduje liczne zastosowania, np. do **[a] pozyskiwania energii cieplnej / [b] produkcji wody pogazowej**.

Zadanie 5. (0–1)

Benzyna jest mieszaniną ciekłych węglowodorów, które są zbudowane najczęściej z sześciodo dwunastowęglowych łańcuchów węglowych. Miarą jakości spalania benzyny w silnikach samochodowych jest *liczba oktanowa* o symbolu LO. Wysokooktanowa benzyna dobrej jakości spala się bezstukowo, bowiem w jej składzie znajdują się przede wszystkim węglowodory o rozgałęzionych łańcuchach węglowych. Na przykład benzyna o LO = 95 ma takie właściwości, jakie ma mieszanina składająca się z 2,2,4-trimetylopentanu (95% masowych) i *n*-heptanu (5% masowych).

Oblicz masę (w kilogramach) *n*-heptanu C_7H_{16} oraz masę 2,2,4-trimetylopentanu C_8H_{18} (w kilogramach), zawartych w baryłce benzyny o liczbie oktanowej LO = 60, jeżeli wiadomo, że baryłka to 159 dm^3 benzyny o gęstości 0,8 g · cm^{-3}.

Zadanie 6. (0–1)

Wskaż oznaczenia literowe fragmentów zdań tak, aby zdania te miały prawidłowy sens.

1) Węgle kopalne – węgiel kamienny, węgiel brunatny, torf – są surowcami pochodzenia **[a] roślinnego / [b] zwierzęcego.** Najmłodszą postacią węgli kopalnych jest **[c] węgiel brunatny / [d] torf**, a najstarszą jest **[e] węgiel brunatny / [f] węgiel kamienny**.
2) Węglem kopalnym o najwyższej kaloryczności procesu spalania jest **[a] węgiel kamienny / [b] węgiel brunatny / [c] torf**. Najwyższą masową zawartością procentową węgla charakteryzuje się **[d] węgiel kamienny / [e] węgiel brunatny / [f] torf**.
3) Piroliza węgla kamiennego, czyli jego **[a] sucha destylacja / [b] destylacja frakcyjna** pozwala uzyskać surowce **[c] w stałym stanie skupienia / [d] we wszystkich stanach skupienia**. Jednym z produktów tego procesu jest **[e] koks / [f] nafta**.

Zadanie 7. (0–1)

Benzyna jest produktem pozyskiwanym z ropy naftowej w wyniku procesu destylacji frakcyjnej. W celu zwiększenia wydajności otrzymywania benzyny ze składników ropy naftowej oraz poprawienia jakości jej spalania, przeprowadza się różne procesy chemiczne. Poniżej zapisano równania reakcji, które ilustrują te procesy.

Podaj nazwy procesów chemicznych, o których mowa w treści zadania, zapisanych równaniami reakcji chemicznych:

a) $C_{18}H_{38} \rightarrow C_6H_{14} + C_2H_6 + C_6H_{12} + C_4H_6$

b) $CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3 \rightarrow CH_3–C(CH_3)_2–CH(CH_3)–CH_3$

Zadanie 8. (0–1)

Izomer pewnego gazowego węglowodoru, pod ciśnieniem 1013 hPa i w temperaturze 0°C, ma gęstość 3,214 g·dm^{-3}.

Oblicz wzór sumaryczny tego węglowodoru i ustal jego wzór półstrukturalny (grupowy), wiedząc, że w jego cząsteczce znajduje się jeden atom węgla o najwyższej, możliwej dla niego rzędowości. Podaj nazwę systematyczną tego węglowodoru.

Zadanie 9. (0–3)

Jedną z metod otrzymywania alkanów jest trójetapowa synteza, której przebieg przedstawia poniższy opis:

a) w etapie 1. fluorowcopochodną węglowodoru R^1X przekształca się w alkilolit R^1Li o budowie kowalencyjnej,
b) w etapie 2. alkilolit R^1Li poddaje się reakcji z halogenkiem miedzi(I) CuX [w wyniku tej reakcji powstaje dialkilomiedzian(I) litu $(R^1)_2CuLi$],
c) w etapie 3. otrzymana w etapie 2. pochodna metaloorganiczna, reagując z fluorowcopochodną węglowodoru R^2X, przekształca się w węglowodór nasycony o wzorze $R^1–R^2$.

Poniżej zapisany schemat ilustruje przebieg tej syntezy:

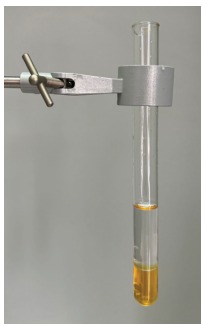
$$R^1X \xrightarrow[1]{Li} R^1Li \xrightarrow[2]{CuX} (R^1)_2CuLi \xrightarrow[3]{R^2X} R^1–R^2$$

Zapisz, stosując wzory półstrukturalne (grupowe) związków organicznych, równania kolejnych etapów reakcji otrzymywania *n*-pentanu z odpowiedniej bromopochodnej węglowodoru R^1X, jeżeli wiadomo, że:

a) organicznym substratem syntezy jest bromoetan,
b) w syntezie uczestniczy bromek miedzi(I),
c) w etapie 3. obok *n*-pentanu tworzy się niejonowy produkt miedzioorganiczny, w którym miedź jest jednowartościowym pierwiastkiem,
d) produktem ubocznym każdego etapu syntezy jest ta sama sól nieorganiczna.

Zadanie 10. (0–1)

Przeprowadzono reakcję bromowania cykloheksanu w obecności światła. W tym celu do probówki zawierającej kilka cm^3 ciekłego węglowodoru wprowadzono kilka cm^3 wody bromowej, a następnie przystąpiono do wytrząsania zawartości naczynia w obecności silnego światła. Po pewnym czasie przerwano wytrząsanie w celu dokonania kontroli przebiegu reakcji i zauważono następujące zmiany:

Zawartość naczynia po zmieszaniu reagentów	Zawartość naczynia po przerwaniu wytrząsania
	

Wyjaśnij, dlaczego w chwili zmieszania reagentów i uzyskaniu dwóch warstw niemieszających się ze sobą cieczy, żółto zabarwiona ciecz stanowiła warstwę dolną, a po chwilowym wytrząsaniu stanowiła warstwę górną.

Zadanie 11. (0–2)

W pewnych warunkach ciśnienia i temperatury spalono dwie objętości gazowego węglowodoru C_xH_y, stosując dziewiętnaście objętości tlenu. W wyniku przeprowadzonej reakcji otrzymano dwanaście objętości tlenku węgla(IV) oraz czternaście objętości pary wodnej.

Oblicz wzór sumaryczny węglowodoru poddanego spaleniu i ustal jego wzór półstrukturalny (grupowy), jeżeli wiadomo, że spaleniu poddano izomer, który ma jeden atom węgla na zerowym stopniu utlenienia. Podaj nazwę systematyczną tego węglowodoru.

Zadanie 12. (0–1)

Przeprowadzono ciąg reakcji w celu otrzymania *n*-heksanu. Przebieg reakcji ilustruje schemat:

$$\mathrm{A} \xrightarrow[1]{\mathrm{Cl_2\,/\,światło}} \mathrm{B} \xrightarrow[2]{\mathrm{Na}} n\text{-heksan}$$

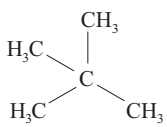
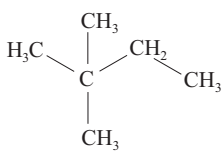
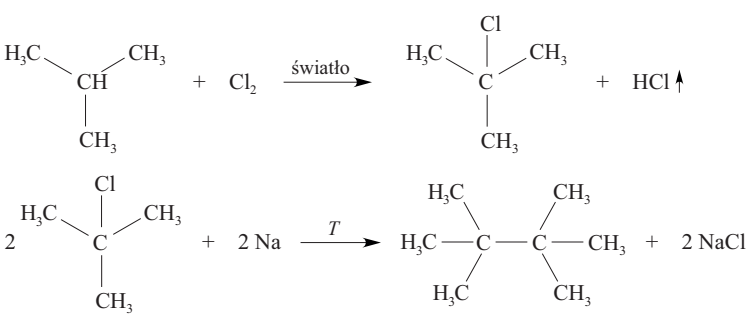
Związek A poddano działaniu chloru w obecności światła, w wyniku czego otrzymano najmniej oczekiwany produkt monochlorowania B. Otrzymaną monofluorowcopochodną węglowodoru B poddano reakcji Würtza, w której została ona stopiona z sodem w wysokiej temperaturze. W wyniku tej reakcji utworzył się m.in. alkan o dwa razy dłuższym łańcuchu węglowym.

Zapisz, stosując wzory półstrukturalne (grupowe) związków organicznych, równania reakcji przedstawionych na schemacie.

Zadanie 13. (0–2)

W wyniku spalenia pewnego gazowego węglowodoru C_xH_y w tlenie otrzymano 0,672 dm^3

Rozdział 9.

Nr zad.	Poprawna odpowiedź	Liczba pkt.
1.	1) [a], [c], 2) [a], [d], 3) [b], [c], 4) [b]	1
2.	gaz rafineryjny, benzyny, olej napędowy, mazut	1
3.	1) reforming, 2) kraking	1
4.	1) [a], [c], [e], 2) [a], [c], 3) [a]	1
5.	50,9 kg *n*-heptanu i 76,3 kg 2,2,4-trimetylopentanu	1
6.	1) [a], [d], [f], 2) [a], [d], 3) [a], [d], [e]	1
7.	a) kraking, b) reforming	1
8.	C_5H_{12}  2,2-dimetylopropan	1
9.	Etap 1: $CH_3–CH_2–Br + 2\ Li \rightarrow CH_3–CH_2–Li + LiBr$ Etap 2: $2\ CH_3–CH_2–Li + CuBr \rightarrow (CH_3–CH_2)_2CuLi + LiBr$ Etap 3: $(CH_3–CH_2)_2CuLi + CH_3–CH_2–CH_2–Br \rightarrow CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3 +$ $+ CH_3–CH_2–Cu + LiBr$	3
10.	Woda bromowa jest to wodny roztwór bromu. Woda ma większą gęstość niż węglowodór, dlatego warstwa wodna o żółtej barwie na początku eksperymentu znajdowała się na dole. W trakcie wytrząsania doszło do ekstrakcji bromu i jego przejścia do warstwy organicznej o mniejszej gęstości, ponieważ niepolarny brom ma większe powinowactwo do niepolarnego węglowodoru niż do polarnej wody.	1
11.	C_6H_{14}  2,2-dimetylobutan	2
12.	1) $CH_3–CH_2–CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{\text{światło}} CH_3–CH_2–CH_2–Cl + HCl$ 2) $2\ CH_3–CH_2–CH_2–Cl + 2\ Na \xrightarrow{T} CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3 + 2\ NaCl$	1
13.	C_3H_8	2
14.	a) Hybrydyzacja *sp*: 3 i 4, hybrydyzacja sp^2: 1 i 2, hybrydyzacja sp^3: 5 i 6 b) A – 5 i 6, B – 1 i 2, C – 3 i 4	1
15.	Izomer 1: 2,2-dimetylopropan, Izomer 2: 2-metylobutan, Izomer 3: *n*-pentan	1
16.	C: +57°C, B: +60°C, A: +69°C	1
17.		2

Spis treści

Wstęp

Część 1.

TEKSTY ZADAŃ MATURALNYCH

1. Budowa atomu
2. Układ okresowy
3. Budowa i właściwości substancji chemicznej
4. Stechiometria
5. Stężenia roztworów
6. Reakcje utleniania i redukcji
7. Kinetyka chemiczna
8. Równowaga chemiczna
9. Termochemia, energetyka chemiczna, elektrochemia
10. Stała i stopień dysocjacji, pH, iloczyn rozpuszczalności
11. Reakcje w roztworach wodnych

SZKICE ROZWIĄZAŃ i ODPOWIEDZI

1. Budowa atomu
2. Układ okresowy
3. Budowa i właściwości substancji chemicznej
4. Stechiometria
5. Stężenia roztworów
6. Reakcje utleniania i redukcji
7. Kinetyka chemiczna
8. Równowaga chemiczna
9. Termochemia, energetyka chemiczna
10. Stała i stopień dysocjacji, pH, iloczyn rozpuszczalności
11. Reakcje w roztworach wodnych

Wstęp

W latach 2010–2014 chemię można było zdawać na maturze na poziomie podstawowym i poziomie rozszerzonym. Od roku 2015 jest już zdawana wyłącznie na poziomie rozszerzonym jako przedmiot dodatkowy.

Od 2010 roku upłynęło już 13 lat. Jest to wystarczający okres czasu, by na podstawie przeglądu arkuszy maturalnych zorientować się, jakiego typu i o jakiej skali trudności zadań może spodziewać się na egzaminie przyszły maturzysta.

W tym zbiorze zebrano wszystkie zadania, które występowały w arkuszach maturalnych CKE, na poziomie rozszerzonym, w latach 2010–2022, a ponadto na szarym tle, w poszczególnych rozdziałach, przedstawiono zadania z arkuszy maturalnych w maju i czerwcu 2023 r. Zadania zostały jednak podzielone i uporządkowane tematycznie, według rozdziałów występujących w typowym programie nauczania chemii w szkole. Obok kolejnego numeru zadania w danym rozdziale jest wskazówka,z arkusza której matury dane zadanie pochodzi (miesiąc, rok, nr zadania w tym arkuszu i liczba punktów). Do wszystkich zadań podano szkice rozwiązań i odpowiedzi.

Ten zbiór może być świetnym materiałem do samodzielnego przygotowania się do egzaminu. Może być również pomocny nauczycielowi w zaplanowaniu cyklu powtórzeń przygotowujących uczniów do matury.

Obecne wydanie zbioru podzielono na dwie części, a ponadto uzupełniono je o kilkadziesiąt zadań z elektrochemii, których w poprzednich wydaniach nie było.

Mamy nadzieję, że ten bogaty materiał pozwoli uczniom lepiej przygotować się do egzaminu.

Wydawca

TEKSTY ZADAŃ MATURALNYCH

1. Budowa atomu

Słowa kluczowe

Atom, jądro atomowe, elektron, proton, neutron, nukleon, deuteron, liczba masowa, liczba atomowa, pierwiastek chemiczny, masa atomowa, izotopy, nuklidy, przemiana jądrowa, przemiana α, przemiana β^-, β^+, cząstka α, cząstka β, szereg promieniotwórczy, okres półtrwania, liczba kwantowa (główna, poboczna, magnetyczna, magnetyczna spinowa), konfiguracja elektronowa, elektrony walencyjne, powłoka elektronowa, podpowłoka elektronowa (s, p, d), orbital atomowy, okres, grupa, jon prosty.

Zadanie 1.1. [CKE, matura, maj 2010, zad. 1. (1 pkt)]

Atomy pierwiastka X tworzą jony X^{3+}, których konfigurację elektronową można zapisać:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$$

Uzupełnij poniższą tabelę, wpisując symbol pierwiastka X, dane dotyczące jego położenia w układzie okresowym oraz symbol bloku konfiguracyjnego (energetycznego) *s*, *p* lub *d*, do którego należy pierwiastek X.

Symbol pierwiastka	Numer okresu	Numer grupy	Symbol bloku

Zadanie 1.2. [CKE, matura, maj 2010, zad. 2. (2 pkt)]

Jednym z pierwszych sztucznie otrzymanych radionuklidów był izotop azotu $^{13}_{7}\mathrm{N}$. Powstał on w wyniku napromieniowania izotopu boru $^{10}_{5}\mathrm{B}$ cząstkami α pochodzącymi z naturalnej przemiany promieniotwórczej, jakiej ulega izotop polonu $^{210}_{84}\mathrm{Po}$.

Napisz równania przemian promieniotwórczych opisanych powyżej.

Zadanie 1.3. [CKE, matura, maj 2011, zad. 1. (2 pkt)]

Pewien pierwiastek X tworzy anion prosty o konfiguracji elektronowej atomu argonu. W stanie podstawowym w powłoce walencyjnej atomu pierwiastka X dwa orbitale *p* mają niesparowane elektrony.

Napisz symbol pierwiastka X oraz podaj konfigurację elektronową powłoki walencyjnej atomu tego pierwiastka.

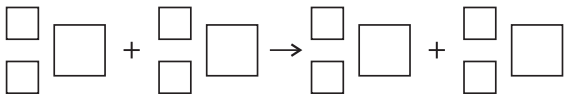
Informacja do zadań 1.4.–1.6.

Tryt $^{3}\mathrm{H}$ (T) jest nietrwałym izotopem wodoru o okresie półtrwania 12,3 lat, który emituje cząstki β^-. Powstaje on między innymi w wyższych warstwach atmosfery na skutek zderzeń neutronów z atomami azotu $^{14}\mathrm{N}$. W przemianie tej obok trytu powstaje także trwały izotop węgla.

Tryt w reakcji z tlenem tworzy wodę trytową, która w opadach przedostaje się do wód powierzchniowych. Szacuje się, że w 1 cm^3 wody będącej w naturalnym obiegu znajduje się $6 \cdot 10^4$ atomów trytu.

Zadanie 1.4. [CKE, matura, maj 2011, zad. 5. (1 pkt)]

Napisz równanie reakcji wytwarzania trytu w wyższych warstwach atmosfery. Uzupełnij poniższy schemat.



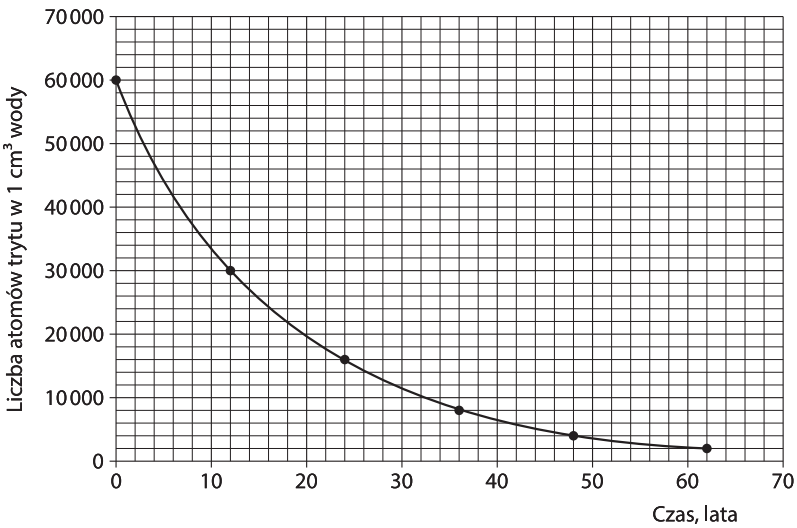
Zadanie 1.5. [CKE, matura, maj 2011, zad. 6. (1 pkt)]

Podaj w przybliżeniu, w ilu dm^3 wody będącej w naturalnym obiegu znajduje się 1 mol atomów trytu.

Zadanie 1.6. [CKE, matura, maj 2011, zad. 7. (1 pkt)]

Próbkę wody o objętości 10 cm^3 umieszczono w naczyniu i szczelnie zamknięto.

Na podstawie poniższego wykresu przedstawiającego zależność liczby atomów trytu w 1 cm^3 wody od czasu oszacuj, ile atomów trytu pozostanie w próbce wody o objętości 10 cm^3 po 40 latach.



Zadanie 1.7. [CKE, matura, czerwiec 2011, zad. 1. (1 pkt)]

Konfiguracja elektronowa atomu arsenu w stanie podstawowym jest następująca:

$$_{33}\text{As: } 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^{10}\,4s^2\,4p^3$$

Narysuj klatkowy model rozmieszczenia <u>elektronów walencyjnych</u> atomu arsenu.

Zadanie 1.8. [CKE, matura, czerwiec 2011, zad. 2. (1 pkt)]

Napromieniowanie izotopu ^{10}B cząstkami $\alpha(^4_2He)$ wywołuje reakcję jądrową, której przebieg ilustruje schemat:

$$^{10}_{5}B + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{A_1}_{Z_1}X + ^{1}_{0}n$$

Powstający w jej wyniku izotop $^{A_1}_{Z_1}X$ jest nietrwały i samorzutnie ulega przemianie $\beta^+(^0_1e^+)$ zgodnie ze schematem:

$$^{A_1}_{Z_1}X \rightarrow ^{A_2}_{Z_2}Y + ^{0}_{1}e^+$$

Podaj symbol pierwiastka Y oraz wartość liczby masowej (A_2) izotopu tego pierwiastka, powstającego w powyżej opisanych przemianach.

Zadanie 1.9. [CKE, matura, maj 2012, zad. 1. (1 pkt)]

Atomy pierwiastka X tworzą kationy X^{2+} o następującej konfiguracji elektronowej:

$$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}$$

Podaj symbol pierwiastka X, określ jego położenie w układzie okresowym i blok energetyczny (konfiguracyjny), do którego pierwiastek ten należy.

Symbol pierwiastka	Numer okresu	Numer grupy	Symbol bloku

Zadanie 1.10. [CKE, matura, maj 2012, zad. 2. (1 pkt)]

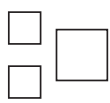
Pewien orbital atomowy opisują liczby kwantowe o następujących wartościach:
główna liczba kwantowa $n = 4$,
poboczna liczba kwantowa $l = 2$,
magnetyczna liczba kwantowa $m_l = 0$.
Uzupełnij poniższe zdanie, wybierając symbol podpowłoki, do której należy ten orbital, oraz maksymalną liczbę elektronów na tej podpowłoce. Podkreśl wybrany symbol podpowłoki i liczbę elektronów.
Opisany orbital należy do podpowłoki (4*s* / 4*p* / 4*d* / 4*f*), na której maksymalna liczba elektronów wynosi (2 / 6 / 10 / 14).

Zadanie 1.11. [CKE, matura, czerwiec 2012, zad. 1. (1 pkt)]

Rozszczepienie radioizotopu ^{235}U przebiega zgodnie ze schematem:

$$^{235}_{92}U + ^{1}_{0}n \rightarrow ^{92}_{36}Kr + ^{A}_{Z}E + 3^{1}_{0}n$$

Podaj symbol oraz liczbę atomową i liczbę masową nuklidu $^{A}_{Z}E$:



Zadanie 1.12. [CKE, matura, czerwiec 2012, zad. 2. (1 pkt)]

Poniżej podano konfiguracje elektronowe atomów trzech pierwiastków.
Cu: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^13d^{10}$
C: $1s^22s^12p^3$

Cr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

Podaj symbol pierwiastka, dla którego przedstawiono konfigurację elektronową atomu w stanie wzbudzonym.

Zadanie 1.13. [CKE, matura, maj 2013, zad. 1. (3 pkt)]

Z konfiguracji elektronowej atomu w stanie podstawowym pierwiastka X wynika, że w tym atomie:

- elektrony rozmieszczone są na trzech powłokach elektronowych;
- w powłoce walencyjnej liczba elektronów sparowanych jest równa liczbie elektronów niesparowanych.

a) Uzupełnij poniższą tabelę, wpisując symbol chemiczny pierwiastka X, dane dotyczące jego położenia w układzie okresowym oraz symbol bloku konfiguracyjnego (energetycznego), do którego należy pierwiastek X.

Symbol pierwiastka	Numer okresu	Numer grupy	Symbol bloku

b) Napisz fragment konfiguracji elektronowej atomu pierwiastka X opisujący rozmieszczenie w podpowłokach elektronów walencyjnych.

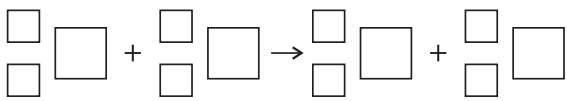
c) Dla jednego ze sparowanych elektronów walencyjnych podaj wartości dwóch charakteryzujących go liczb kwantowych: głównej i pobocznej. Obie wartości wpisz do tabeli.

Liczby kwantowe	Główna liczba kwantowa [*n*]	Poboczna liczba kwantowa [*l*]
Wartości liczb kwantowych		

Zadanie 1.14. [CKE, matura, maj 2013, zad. 3. (1 pkt)]

Na cześć wybitnego polskiego astronoma Mikołaja Kopernika pierwiastek o liczbie atomowej 112 otrzymał nazwę copernicium i symbol Cn. Reakcja prowadząca do otrzymania tego pierwiastka zachodzi pomiędzy jądrami ^{208}Pb i ^{70}Zn. Towarzyszy jej emisja pewnej cząstki wchodzącej w skład atomu.

Napisz równanie opisanej reakcji jądrowej. Uzupełnij wszystkie pola w podanym schemacie.



Zadanie 1.15. [CKE, matura, maj 2013, zad. 4. (3 pkt)]

Jednym z promieniotwórczych izotopów strontu jest ^{90}Sr. Jego okres półtrwania wynosi około 28 lat. Izotop ten jest bardzo niebezpieczny dla człowieka, ponieważ ze względu na swoje właściwości chemiczne łatwo wbudowuje się w tkankę kostną w miejsce nieradioaktywnego izotopu innego pierwiastka.

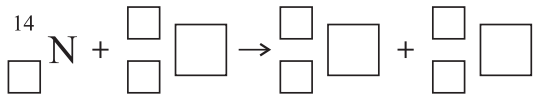
a) Oblicz, po jakim czasie z próbki ^{90}Sr o masie 51,2 mg pozostanie 0,4 mg tego izotopu.

b) Podaj symbol chemiczny pierwiastka, w miejsce którego wbudowuje się stront.

Zadanie 1.16. [CKE, matura, czerwiec 2013, zad. 1. (1 pkt)]

W 1919 roku Ernest Rutherford dokonał pierwszej sztucznej przemiany jądrowej, w której cząstka α zderzała się z jądrem ^{14}N.

Uzupełnij schemat przemiany jądrowej zrealizowanej przez Rutherforda, wiedząc, że jednym z jej produktów jest proton.



Zadanie 1.17. [CKE, matura, czerwiec 2013, zad. 2. (1 pkt)]

Konfiguracja elektronowa atomów w stanie podstawowym dwóch pierwiastków chemicznych, oznaczonych umownie literami X i Y, jest następująca:

X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ Y: $1s^2 2s^2 2p^3$

Oceń prawdziwość poniższych zdań. Wpisz do tabeli literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F, jeśli jest fałszywe.

Lp.	Zdanie	P/F
1.	Wszystkim elektronom podpowłok 1*s* i 2*s* w atomach pierwiastków X i Y odpowiadają te same wartości pobocznej liczby kwantowej.	
2.	W atomie pierwiastka X nie ma dwóch elektronów zajmujących poziomy orbitalne o tej samej wartości głównej liczby kwantowej.	
3.	Elektrony obsadzające poziomy orbitalne 2*s* atomów pierwiastków X i Y są sparowane, co oznacza, że odpowiadają im różne wartości pobocznej liczby kwantowej.	

Zadanie 1.18. [CKE, matura, maj 2014, zad. 4. (1 pkt)]

W poniższej tabeli przedstawiono masy atomowe i zawartość procentową trwałych izotopów galu występujących w przyrodzie.

Symbol	Masa atomowa izotopu, u	Zawartość procentowa, %
^{69}Ga	68,9	60,1
^{71}Ga	70,9	39,9

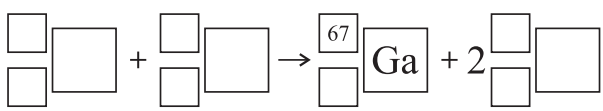
Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2001.

Oblicz masę atomową galu. Wynik zaokrąglij do pierwszego miejsca po przecinku.

Zadanie 1.19. [CKE, matura, maj 2014, zad. 5. (1 pkt)]

Radioaktywny izotop galu o liczbie masowej równej 67 jest stosowany w medycynie nuklearnej. Otrzymuje się go w reakcji zachodzącej podczas bombardowania protonami jąder izotopu cynku o liczbie masowej równej 68.

Napisz równanie opisanego procesu, uzupełniając poniższy schemat.



Zadanie 1.20. [CKE, matura, maj 2014, zad. 6. (1 pkt)]

W stanie podstawowym atom galu ma jeden niesparowany elektron.

Uzupełnij zdania. Wybierz i podkreśl symbol typu podpowłoki oraz wartość głównej i pobocznej liczby kwantowej spośród podanych w nawiasach.

Niesparowany elektron atomu galu w stanie podstawowym należy do podpowłoki typu (*s* / *p* / *d*). Główna liczba kwantowa *n* opisująca stan tego elektronu wynosi (2 / 3 / 4), a poboczna liczba kwantowa *l* jest równa (0 / 1 / 2 / 3).

Zadanie 1.21. [CKE, matura, czerwiec 2014, zad. 1. (1 pkt)]

Wypełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F, jeżeli jest fałszywe.

Lp.	Zdanie	P/F
1.	Atom o konfiguracji powłoki walencyjnej $4s^24p^3$ zawiera w rdzeniu atomowym 18 elektronów.	
2.	Jony K^+, S^{2-}, Ca^{2+} mają taką samą konfigurację elektronową.	
3.	Elektrony w jonach Na^+ , F^- , Mg^{2+} rozmieszczone są na podpowłokach 1*s*, 2*s* i 2*p*.	

Zadanie 1.22. [CKE, matura, czerwiec 2014, zad. 2. (1 pkt)]

Poniżej przedstawiono symbole nuklidów.

$$^{48}_{22}\mathrm{E} \qquad ^{50}_{24}\mathrm{E} \qquad ^{120}_{50}\mathrm{E} \qquad ^{50}_{22}\mathrm{E} \qquad ^{24}_{12}\mathrm{E} \qquad ^{112}_{50}\mathrm{E} \qquad ^{54}_{24}\mathrm{E}$$

Podaj, jaką liczbę pierwiastków chemicznych prezentuje zbiór nuklidów o podanych symbolach.

Zadanie 1.23. [CKE, matura, czerwiec 2014, zad. 3. (1 pkt)]

W tabeli przedstawiono wartości liczb kwantowych opisujących stan czterech elektronów.

	Liczby kwantowe			
Numer elektronu	główna *n*	poboczna *l*	magnetyczna *m*	magnetyczna spinowa m_s
I	3	2	1	+1/2
II	4	2	–1	+1/2
III	3	1	1	–1/2
IV	3	2	0	+1/2

Podaj numery dwóch elektronów, które należą do tej samej podpowłoki energetycznej, oraz napisz symbol tej podpowłoki.

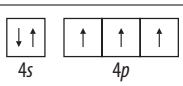
Zadanie 1.24. [CKE, matura, czerwiec 2014, zad. 5. (1 pkt)]

W wyniku emisji cząstki β^- z jądra radioizotopu I powstało jądro ołowiu ^{210}Pb, a w wyniku emisji cząstki α z jądra radioizotopu II powstało jądro ołowiu ^{212}Pb.

Ustal symbole chemiczne radioizotopów I i II oraz podaj wartości liczb *A* i *Z*.

SZKICE ROZWIĄZAŃ i ODPOWIEDZI

1. Budowa atomu

Nr zadania	Rozwiązania i odpowiedzi	Liczba punktów
1.1.	Symbol – Ga, okres – 4, grupa 13, blok – *p*	1
1.2.	$^{210}_{84}\mathrm{Po} \rightarrow {}^{4}_{2}\mathrm{He} + {}^{206}_{82}\mathrm{Pb}$ $^{10}_{5}\mathrm{B} + {}^{4}_{2}\mathrm{He} \rightarrow {}^{13}_{7}\mathrm{N} + {}^{1}_{0}\mathrm{n}$	2
1.3.	Symbol pierwiastka X: S Konfiguracja elektronowa powłoki walencyjnej: $3s^2 3p^4$	2
1.4.	$^{14}_{7}\mathrm{N} + {}^{1}_{0}\mathrm{n} \rightarrow {}^{3}_{1}\mathrm{H} + {}^{12}_{6}\mathrm{C}$	1
1.5.	Stosunek liczby atomów trytu do objętości wody jest stały: $\frac{N_1}{V_1} = \frac{N_2}{V_2}$ $\frac{6 \cdot 10^4}{10^{-3}\ \mathrm{dm}^3} = \frac{6{,}02 \cdot 10^{23}}{V_2}$ stąd $V_2 = 10^{16}\ \mathrm{dm}^3$	1
1.6.	60 000 atomów trytu	1
1.7.		1
1.8.	Symbol pierwiastka Y: C Liczba masowa A_2: 13	1
1.9.	Symbol pierwiastka – Zn, numer okresu – 4, numer grupy – 12, symbol bloku – *d*	1
1.10.	4*d*, 10	1
1.11.	$^{141}_{56}\mathrm{Ba}$	1
1.12.	C	1
1.13.	a) Symbol pierwiastka – Si, numer okresu – 3, numer grupy – 14, symbol bloku – *p* b) $3s^2 3p^2$ c) $n = 3$, $l = 0$	3
1.14.	$^{208}_{82}\mathrm{Pb} + {}^{70}_{30}\mathrm{Zn} \rightarrow {}^{277}_{112}\mathrm{Cn} + {}^{1}_{0}\mathrm{n}$	1
1.15.	a) 51,2 → 25,6 → 12,8 → 6,4 → 3,2 → 1,6 → 0,8 → 0,4 $t = 7 \cdot 28$ lat = 196 lat b) Ca	3
1.16.	$^{14}_{7}\mathrm{N} + {}^{4}_{2}\mathrm{He} \rightarrow {}^{1}_{1}\mathrm{p} + {}^{17}_{8}\mathrm{O}$	1
1.17.	1. – P, 2. – F, 3. – F	1

<table>
<tr><td>1.18.</td><td>$A_r = \frac{68{,}9\ \text{u} \cdot 60{,}1\% + 70{,}9\ \text{u} \cdot 39{,}9\%}{100\%} = 69{,}7\ \text{u}$</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.19.</td><td>$^{68}_{30}\text{Zn} + {}^{1}_{1}\text{p} \rightarrow {}^{67}_{31}\text{Ga} + 2\,{}^{1}_{0}\text{n}$</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.20.</td><td>p, $n = 4$, $l = 1$</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.21.</td><td>1. – F, 2. – P, 3. – P</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.22.</td><td>Cztery</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.23.</td><td>Numery elektronów – I i IV
Symbol podpowłoki – 3d</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.24.</td><td>Radioizotop I: $^{210}_{81}\text{Tl}$
Radioizotop II: $^{216}_{84}\text{Po}$</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.25.</td><td>0,64 g → 0,32 g → 0,16 g → 0,08 g → 0,04 g → 0,02 g
105 min = $5 \cdot T_{1/2}$
$T_{1/2}$ = 21 min</td><td>2</td></tr>
<tr><td>1.26.</td><td>↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ (3d) ↑ (4s)</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.27.</td><td>$n = 3$, $l = 2$, $m = -2, -1, 0, 1, 2$</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.28.</td><td>$^{18}_{8}\text{O} + {}^{1}_{1}\text{p} \rightarrow {}^{18}_{9}\text{F} + {}^{1}_{0}\text{n}$
$^{18}_{9}\text{F} \rightarrow {}^{18}_{8}\text{O} + {}^{0}_{1}\text{e}^{+} + {}^{0}_{0}\nu$</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.29.</td><td>$Z_2 = Z_1 - 1$
$A_2 = A_1$</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.30.</td><td>I.
<table>
<tr><th>Pierwiastek</th><th>Symbol pierwiastka</th><th>Numer okresu</th><th>Numer grupy</th><th>Symbol bloku</th></tr>
<tr><td>X</td><td>Al</td><td>3</td><td>13</td><td>p</td></tr>
<tr><td>Z</td><td>Cl</td><td>3</td><td>17</td><td>p</td></tr>
</table>
II. Al^{3+}, O^{2-}
III. Maksymalny stopień utlenienia: VII
Minimalny stopień utlenienia: –I
Charakter chemiczny tlenku: kwasowy</td><td>3</td></tr>
<tr><td>1.31.</td><td>1. – P, 2. – F, 3. – F</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.32.</td><td>$^{19}_{9}\text{F} + {}^{1}_{1}\text{p} \rightarrow {}^{18}_{9}\text{F} + {}^{2}_{1}\text{H}$</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.33.</td><td>Po rozpadzie pozostanie 100% – 87,5% = 12,5%
100% → 50% → 25% → 12,5%
3 · 111 minut = 333 minuty</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.34.</td><td>1. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$, 7, p
2. –I, VII</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.35.</td><td>78,92 u + 80,92 u = 159,84 u
$m = 159{,}84 \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-24}\ \text{g} = 2{,}65 \cdot 10^{-22}\ \text{g}$</td><td>1</td></tr>
<tr><td>1.36.</td><td>$79{,}90 = \frac{78{,}92 \cdot x + 80{,}92 \cdot (100\% - x)}{100\%}$ stąd $x = 51\%$
Zawartość izotopu o masie 78,92 u – 51%
Zawartość izotopu o masie 80,92 u – 49%</td><td>1</td></tr>
</table>

Spis treści

Część 2.

Wstęp

TEKSTY ZADAŃ MATURALNYCH

12. Związki nieorganiczne – identyfikacja

13. Związki nieorganiczne – blok *s* i *p*

14. Związki nieorganiczne – blok *d*

15. Węglowodory

16. Alkohole, fenole, aldehydy i ketony

17. Kwasy karboksylowe, estry i tłuszcze

18. Organiczne związki azotu

19. Cukry

SZKICE ROZWIĄZAŃ i ODPOWIEDZI

12. Związki nieorganiczne – identyfikacja

13. Związki nieorganiczne – blok *s* i *p*

14. Związki nieorganiczne – blok *d*

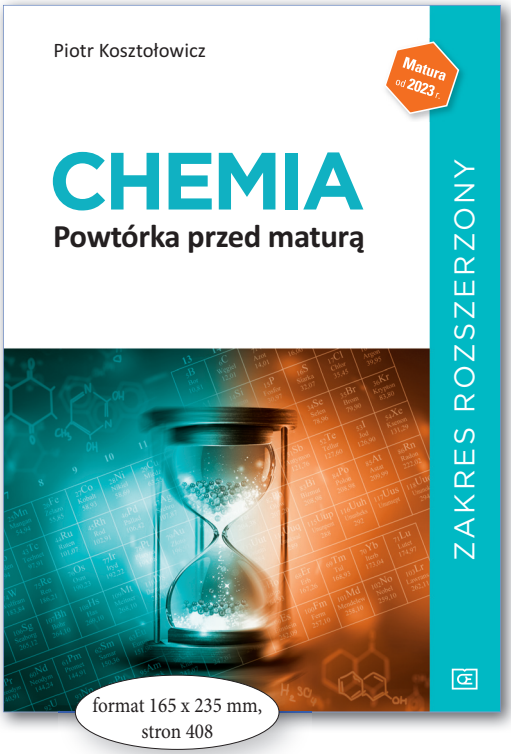
15. Węglowodory

16. Alkohole, fenole, aldehydy i ketony

17. Kwasy karboksylowe, estry i tłuszcze

18. Organiczne związki azotu

19. Cukry



Spis treści

Wstęp

1. Budowa jąder atomowych, przemiany jądrowe
2. Struktura elektronowa atomu
3. Właściwości pierwiastków a ich położenie w tablicy Mendelejewa
4. Budowa i właściwości substancji chemicznych
5. Mol, parametry molowe, równanie Clapeyrona
6. Stechiometria wzorów. Ustalanie wzorów związków na podstawie składu
7. Stechiometria równań. Ustalanie wzorów substancji na podstawie równania
8. Mieszaniny
9. Reakcje w mieszaninach niestechiometrycznych. Wydajność reakcji
10. Stężenie procentowe i molowe roztworu. Przeliczanie stężeń
11. Mieszanie roztworów
12. Rozpuszczalność substancji
13. Kinetyka chemiczna
14. Energetyczne efekty reakcji chemicznej
15. Entalpia reakcji. Prawo Hessa
16. Równowaga chemiczna
17. Dysocjacja elektrolityczna. Definicje kwasów i zasad
18. Elektrolity mocne i słabe. Prawo rozcieńczeń Ostwalda
19. Reakcje jonowe
20. Iloczyn rozpuszczalności
21. Bilansowanie równań reakcji
22. Elektrochemia
23. Wybrane metody analityczne
24. Systematyka związków nieorganicznych
25. Pierwiastki bloków *s* i *p*
26. Pierwiastki bloku *d*
27. Alkany, alkeny, alkiny
28. Węglowodory aromatyczne
29. Alkohole i fenole
30. Aldehydy i ketony
31. Kwasy karboksylowe, estry, tłuszcze
32. Organiczne związki azotu
33. Aminokwasy i białka
34. Sacharydy

Odpowiedzi do zadań

Skorowidz

Wstęp

Drodzy Maturzyści!

Proponujemy niniejszą książkę, która pomoże Wam w rzetelnym przygotowaniu się do matury, ułatwi powtórzenie i utrwalenie całego materiału nauczania w zakresie rozszerzonym, zawartego w podstawie programowej, obowiązującej w szkołach ponadpodstawowych od 2019 roku.

Odnosi się ona do wszystkich treści ujętych w obecnej podstawie, często je szerzej omawiając, przez co wychodzi naprzeciw treściom zadań spotykanych w arkuszach maturalnych. Cały materiał został podzielony na 34 rozdziały. Składają się one z pogłębionego przypomnienia wiadomości na dany temat, przykładowych zadań z pełnym tokiem ich rozwiązania, zadań do samodzielnego rozwiązania i zestawu zadań typu maturalnego.

Na końcu książki umieszczono odpowiedzi do wszystkich zadań do samodzielnego rozwiązania, rozwiązania i odpowiedzi do zadań typu maturalnego oraz skorowidz.

Mamy nadzieję, że ta książka będzie bardzo przydatna i zaowocuje sukcesem na maturze.

Wydawca

Rozdział 29. ALKOHOLE I FENOLE

ALKOHOLE

1. Podstawowe informacje o alkoholach

Alkohole są związkami organicznymi, których grupą funkcyjną jest grupa hydroksylowa OH, związana z nasyconym atomem węgla. Alkohole wywodzące się od alkanów nazywamy alkanolami.

Z uwagi na obecność grupy hydroksylowej cząsteczki alkoholi mogą tworzyć wiązania wodorowe, zarówno pomiędzy cząsteczkami samego alkoholu, jak i pomiędzy cząsteczkami alkoholu i wody. Stąd wynikają dwie ważne właściwości alkoholi:

– ich temperatury wrzenia są dużo wyższe niż alkanów o takiej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce,
– mogą rozpuszczać się w wodzie, przy czym pierwsze trzy alkohole w szeregu homologicznym mieszają się z wodą w dowolnym stosunku, natomiast wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w cząsteczce rozpuszczalność alkoholi w wodzie maleje.

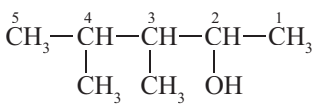
2. Nazewnictwo alkoholi

Nazwę alkoholu tworzy się tak, jak nazwę węglowodoru, dodając końcówkę „*–ol*” poprzedzoną numerem atomu węgla przy którym pojawiła się grupa OH.

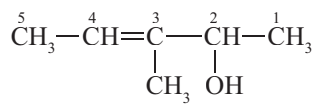
O kierunku numeracji atomów węgla w łańcuchu decyduje położenie grupy OH. Jest ono ważniejsze niż położenie podstawników i wiązań wielokrotnych. Zatem tworząc nazwę alkoholu należy:

– wybrać najdłuższy łańcuch węglowy, zawierający atom węgla połączony z grupą OH,
– ponumerować atomy węgla w łańcuchu tak, aby atom połączony z grupą OH uzyskał możliwie najniższy numer.

Przykłady nazw alkoholi:



3,4-dimetylopentan-2-ol

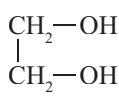


3-metylopent-3-en-2-ol

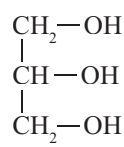
Alkohole, podobnie jak węglowodory, tworzą izomery. Izomeria alkoholi może być wynikiem różnic w budowie łańcucha węglowego i różnic w położeniu grupy hydroksylowej OH przy tym samym łańcuchu węglowym.

3. Alkohole polihydroksylowe

Alkohole polihydroksylowe zawierają w cząsteczce więcej niż jedną grupę hydroksylową. Najważniejsze z nich to:



etano-1,2-diol
(glikol etylenowy)



propano-1,2,3-triol
(glicerol, gliceryna)

Obecność wielu grup hydroksylowych sygnalizuje się przedrostkami liczebnikowymi *-di*, *-tri*, *-tetra* itd.

4. Wpływ budowy na właściwości alkoholi

Cząsteczki alkoholi są zdolne do tworzenia wiązań wodorowych pomiędzy sobą. Ma to wpływ na relatywnie wysokie temperatury wrzenia alkoholi. Alkohole są izomeryczne z eterami, których cząsteczki zawierają atom tlenu wewnątrz łańcucha węglowego i nie są zdolne do tworzenia wiązań wodorowych.

$CH_3—O—CH_3$	$CH_3—CH_2—O—CH_2—CH_3$	$CH_3—CH_2—CH_2—O—CH_2—CH_2—CH_3$
$M_r = 46$ u, $T_w = -22°C$	$M_r = 74$ u, $T_w = 35°C$	$M_r = 102$ u, $T_w = 90°C$
eter dimetylowy	eter dietylowy	eter dipropylowy
$CH_3—CH_2—OH$	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—OH$	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—OH$
$M_r = 46$ u, $T_w = 78{,}2°C$	$M_r = 74$ u, $T_w = 117°C$	$M_r = 102$ u, $T_w = 157°C$
etanol	butan-1-ol	heksan-1-ol

Wnioski wynikające z przedstawionych przykładów są następujące:
- temperatury wrzenia alkoholi są wyraźnie wyższe niż temperatury wrzenia izomerycznych z nimi eterów,
- różnica między temperaturami wrzenia obu grup związków staje się jednak coraz mniejsza przy wzroście liczby atomów węgla w cząsteczce, bo coraz mniejsze znaczenie ma wpływ pojedynczego atomu tlenu na kształtowanie właściwości substancji,
- w obu grupach związków widać też wyraźną tendencję do zwiększania się temperatury wrzenia wraz ze wzrostem masy cząsteczkowej.

Wiązania wodorowe mają wpływ na rozpuszczalność alkoholi w wodzie. Pierwsze trzy alkohole mieszają się z wodą bez ograniczeń. Jest to skutek powstawania wiązań wodorowych pomiędzy cząsteczkami alkoholi i wody. W kolejnych alkoholach przewagę w kształtowaniu właściwości tych substancji zyskuje hydrofobowa część węglowodorowa i rozpuszczalność staje się coraz mniejsza:

$CH_3—(CH_2)_2—CH_2—OH$	$CH_3—(CH_2)_3—CH_2—OH$	$CH_3—(CH_2)_4—CH_2—OH$
$S = 7{,}9$ g	$S = 2{,}3$ g	$S = 0{,}6$ g
butan-1-ol	pentan-1-ol	heksan-1-ol

Rozpuszczalność S podano w g na 100 g wody.

5. Kwasowo-zasadowe właściwości alkoholi

W znaczeniu definicji Arrheniusa, alkohole nie są ani kwasami, ani zasadami, bowiem:
- nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej w wodzie,
- ich wodne roztwory nie przewodzą prądu elektrycznego,
- nie reagują ani z kwasami, ani z zasadami w reakcji zobojętnienia.

Reagują jednak z reaktywnymi metalami (Na, K), wydzielając wodór, na przykład:

$$2Na + 2CH_3–OH \rightarrow 2CH_3–ONa + H_2\uparrow$$

W wyniku tych reakcji powstają alkoholany, które są związkami o charakterze soli. Jako sole bardzo słabych kwasów (alkoholi) ulegają nieodwracalnej reakcji hydrolizy anionowej, tworząc alkohol i wodorotlenek. Sól najpierw dysocjuje, a następnie anion alkoholanowy reaguje z wodą, przekształcając się ilościowo w alkohol:

$$CH_3–ONa \rightarrow CH_3–O^- + Na^+$$
$$CH_3–O^- + H_2O \rightarrow CH_3–OH + OH^-$$

Nazwy alkoholanów tworzymy tak, jak nazwy soli kwasów tlenowych, dodając po nazwie alkoholu końcówkę *-an* i zapisując w dopełniaczu nazwę metalu: etanolan potasu, metanolan litu itp.

Alkohole są kwasami i zasadami w znaczeniu definicji Brønsteda. W obecności silnych zasad Brønsteda, w bezwodnym środowisku, ich cząsteczki są zdolne do oddawania i przyjmowania jonów H^+. Alkohole ulegają reakcji autodysocjacji podobnej do tej, jakiej ulega woda:

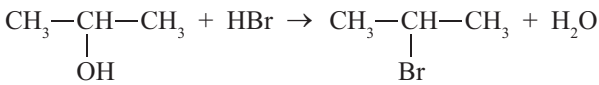
$$C_2H_5–OH + C_2H_5–OH \rightleftharpoons C_2H_5–OH_2^+ + C_2H_5–O^- \qquad K = 8 \cdot 10^{-20}$$

K jest iloczynem jonowym, przyjmującym taką samą formę, jak iloczyn jonowy dla reakcji autodysocjacji wody. Iloczyny jonowe alkoholi są jednak dużo niższe niż wynosi iloczyn jonowy wody.

6. Inne reakcje alkoholi

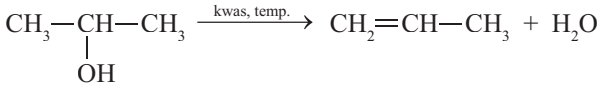
I. Reakcje z halogenowodorami

Alkohole reagują ze stężonymi roztworami halogenowodorów w reakcji substytucji nukleofilowej:

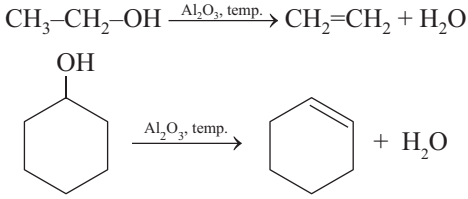


II. Reakcja dehydratacji (eliminacji wody)

Reakcja przebiega z udziałem kwasów w podwyższonej temperaturze. Dehydratacja zachodzi także podczas przepuszczania par alkoholu nad rozgrzanym tlenkiem glinu. Na przykład:

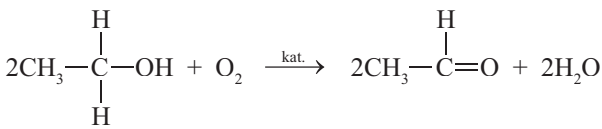


oraz:

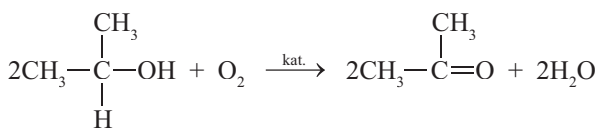


III. Utlenianie alkoholi

Alkohole ulegają reakcji utleniania, a jej produkty są zależne od rzędowości alkoholu. Alkohole I-rzędowe są utleniane do aldehydów, na przykład:



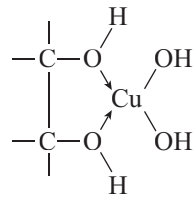
a II-rzędowe – do ketonów:



Akohole III-rzędowe są odporne na utlenianie.

IV. Wykrywanie alkoholi polihydroksylowych

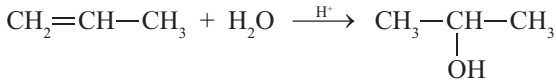
Alkohole polihydroksylowe, których cząsteczki zawierają grupy OH położone przy sąsiednich atomach węgla, ulegają charakterystycznej reakcji z wodorotlenkiem miedzi(II). W szczególności glicerol lub glikol etylenowy, wprowadzone do świeżo strąconego $Cu(OH)_2$, roztwarzają osad i powodują powstanie roztworu o barwie szafirowej. Powodem pojawienia się tej barwy jest związek kompleksowy, który miedź tworzy z alkoholami polihydroksylowymi:



7. Otrzymywanie alkoholi

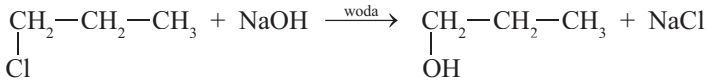
I. Addycja elektrofilowa

Jedna z podstawowych reakcji wykorzystywanych do produkcji prostych alkoholi to addycja elektrofilowa wody do alkenów:



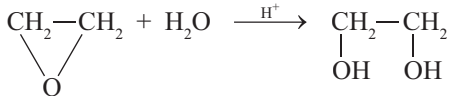
II. Substytucja nukleofilowa z udziałem jonu OH^-

Drobina nukleofilowa jest drobiną, która dysponuje wolną parą elektronową i wykazuje powinowactwo z ładunkiem dodatnim. Takimi drobinami są np. OH^-, Cl^-, Br^-, I^-, NH_3, H_2O. Produktem reakcji NaOH z fluorowcopochodną alkanu w środowisku wodnym jest alkohol:



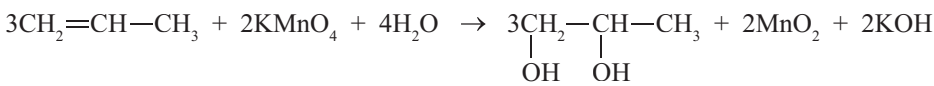
III. Hydroliza tlenku etylenu

Hydroliza tego związku prowadzi do powstania glikolu etylenowego. Reakcja może przebiegać w środowisku kwasowym lub w zasadowym:



IV. Powstawanie alkoholi dihydroksylowych przez działanie $KMnO_4$ na alkeny

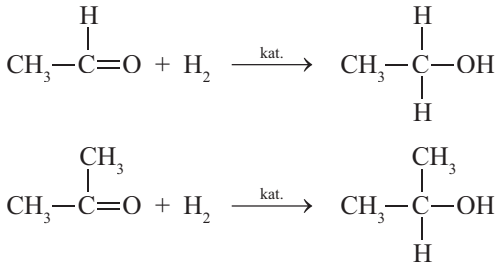
Alkeny odbarwiają roztwór $KMnO_4$. W sprzyjających warunkach można w ten sposób otrzymać alkohol dihydroksylowy:



V. Redukcja związków karbonylowych

Związki karbonylowe, takie jak aldehydy i ketony, mogą ulegać reakcji addycji wodoru do wiązania C=O. W ten sposób można otrzymać alkohole pierwszo- i drugorzędowe. Re-

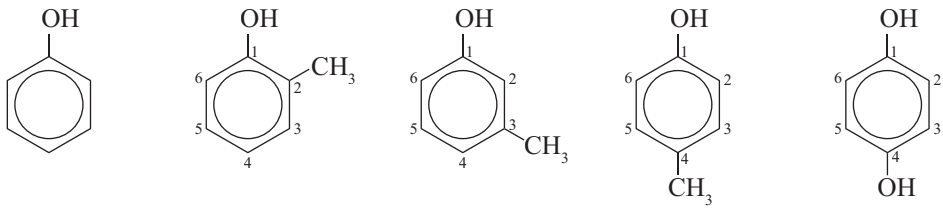
akcja addycji wodoru do wiązania C=O jest reakcją redukcji, gdyż w jej wyniku następuje obniżenie stopnia utlenienia atomu węgla:



FENOLE

1. Podstawowe informacje o fenolach

Fenole to związki, w których grupa hydroksylowa OH jest połączona bezpośrednio z pierścieniem aromatycznym. Oto przykłady fenoli:

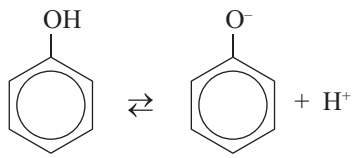


benzenol (fenol) | 2-metylobenzenol (*orto*-krezol) | 3-metylobenzenol (*meta*-krezol) | 4-metylobenzenol (*para*-krezol) | benzen-1,4-diol

W nazewnictwie fenoli atomy węgla numeruje się, zaczynając od atomu związanego z grupą hydroksylową i jednocześnie dąży się do tego, aby pierwszy podstawnik znalazł się przy atomie o jak najniższym numerze.

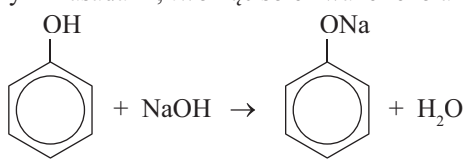
2. Właściwości kwasowo-zasadowe fenoli

Obecność pierścienia aromatycznego, połączonego bezpośrednio z grupą hydroksylową, jest odpowiedzialna za właściwości kwasowe fenoli. Grupa fenylowa C_6H_5 wpływa na wzrost polaryzacji wiązania O–H i ułatwia dysocjację fenolu jako kwasu. Fenole ulegają więc w wodzie dysocjacji elektrolitycznej i wg definicji Arrheniusa są kwasami:

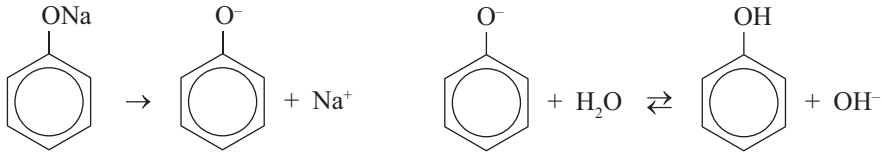


Są one słabymi kwasami, ale wyraźnie silniejszymi od alkoholi.

Fenole reagują z silnymi zasadami, tworząc sole zwane fenolanami:



Fenolany, jako sole bardzo słabych kwasów i mocnych zasad, ulegają hydrolizie zasadowej:

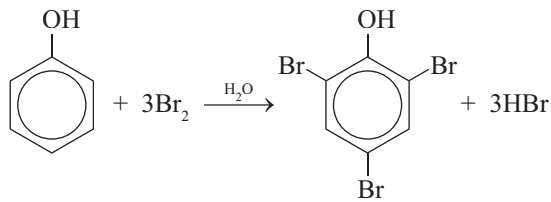


3. Reakcje fenoli zachodzące z udziałem pierścienia aromatycznego

Fenole ulegają typowym reakcjom podstawienia elektrofilowego w pierścieniu benzenowym. Grupa hydroksylowa jest grupą silnie aktywującą pierścień w takich reakcjach i kieruje kolejne podstawniki w położenie *orto* i *para*.

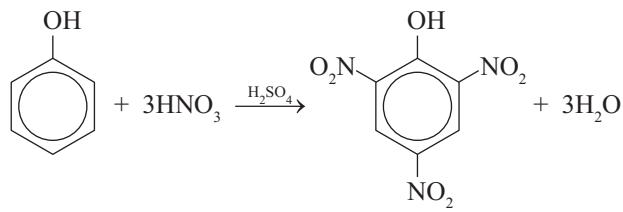
I. Fluorowcowanie fenolu

Fenol łatwo ulega reakcji z wodnym roztworem bromu, a reakcja prowadzi do podstawienia bromu we wszystkie aktywowane pozycje:



Aby otrzymać pochodne podstawione tylko w jednej pozycji, należy prowadzić bromowanie w rozpuszczalnikach niepolarnych.

II. Reakcja nitrowania fenolu stężonym kwasem azotowym(V) prowadzi do powstania kwasu pikrynowego:



Jeżeli nitrowanie prowadzi się rozcieńczonym kwasem w temperaturze 20°C, to powstaje mieszanina jednopodstawionych izomerów *orto* i *para*.

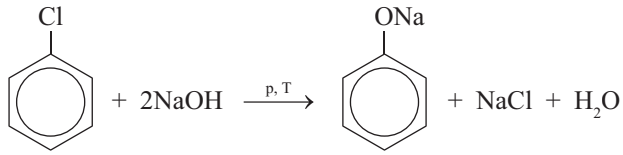
III. Wykrywanie fenoli

Fenole wykrywa się w reakcji z $FeCl_3$. Jeżeli do probówki, zawierającej roztwór fenolu, wprowadzi się roztwór $FeCl_3$, to pojawia się fioletowe zabarwienie na skutek powstającego kompleksu.

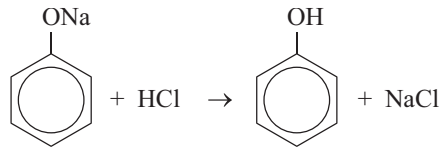
4. Otrzymywanie fenoli

Reakcja substytucji nukleofilowej z udziałem chlorobenzenu i NaOH

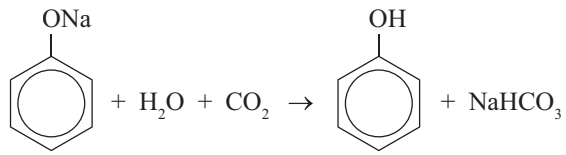
Chlorobenzen ulega reakcji podstawienia nukleofilowego w reakcji z wodnym roztworem NaOH, w temperaturze 360°C i pod ciśnieniem 30 MPa. Bezpośrednim produktem reakcji jest fenolan sodu:



Wolny fenol otrzymuje się, działając na fenolan sodu silniejszym od fenolu kwasem:



lub



ZADANIA DO SAMODZIELNEGO ROZWIĄZANIA

29.1. Dokończ równania reakcji chemicznych i nazwij ich produkty:

A) $H_2C{=}CH{-}CH_2{-}CH_3 + H_2O \xrightarrow{H^+}$

B) $(CH_3)_2C{=}CH{-}CH_3 + H_2O \xrightarrow{H^+}$

C) $(C_2H_5)_2C{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow{H^+}$

D) $H_2C{=}C(CH_3)_2 + H_2O \xrightarrow{H^+}$

29.2. Dokończ równania reakcji chemicznych

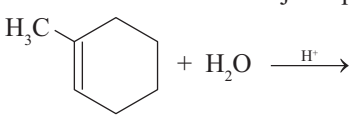
A) $CH_3{-}CH_2{-}Br + NaOH \xrightarrow{woda}$

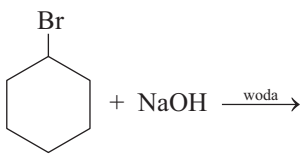
B) $(CH_3)_2CH{-}CH_2{-}I + KOH \xrightarrow{alkohol}$

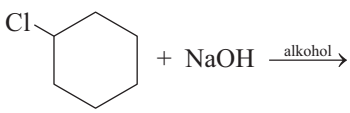
C) $(CH_3)_2CH{-}Br + NaOH \xrightarrow{woda}$

D) $(CH_3)_2CCl{-}CH_2{-}CH_3 + KOH \xrightarrow{alkohol}$

29.3. Dokończ równania reakcji i zapisz nazwy produktów organicznych:

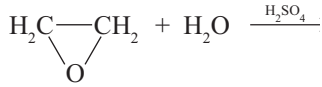
A. 

B. 

C. 

29.4. Dokończ równania reakcji chemicznych:

A) $H_2CBr–CHBr–CH_3 + KOH \xrightarrow{woda}$

B) 

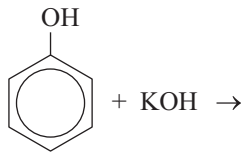
C) $CH_3–CH_2–OH + K \rightarrow$

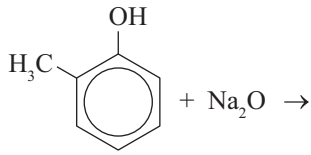
D) $CH_2(OH)–CH_2OH + Na \rightarrow$

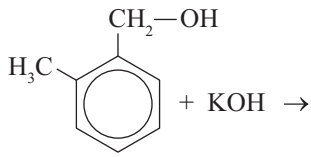
29.5. Dokończ równania reakcji lub zaznacz, że proces nie zachodzi:

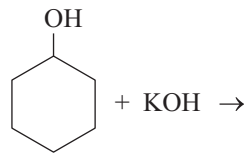
A. $CH_3–CH_2–CH_2–OH + KOH \rightarrow$

B. $(CH_3)_3C–OH + K_2O \rightarrow$

C. 

D. 

E. 

F. 

29.6. Mając do dyspozycji węgiel i inne odczynniki nieorganiczne, napisz równania reakcji pozwalających otrzymać:

A) metanol

B) etanol

C) fenylometanol.

ZADANIA TYPU MATURALNEGO

Zadanie M.29.1.

W wodnym roztworze pewnego alkoholu, masowa procentowa zawartość wody wynosi 47,37%. Stosunek masowy wodoru do tlenu, pochodzących od obu składników roztworu to 7 : 32.

A. Ustal wzór sumaryczny tego alkoholu i przedstaw jego skład w ułamkach molowych.

B. Wiadomo, że widmo ^{13}C NMR tego związku zawiera 2 piki. Podaj wzór grupowy i nazwę tego alkoholu.

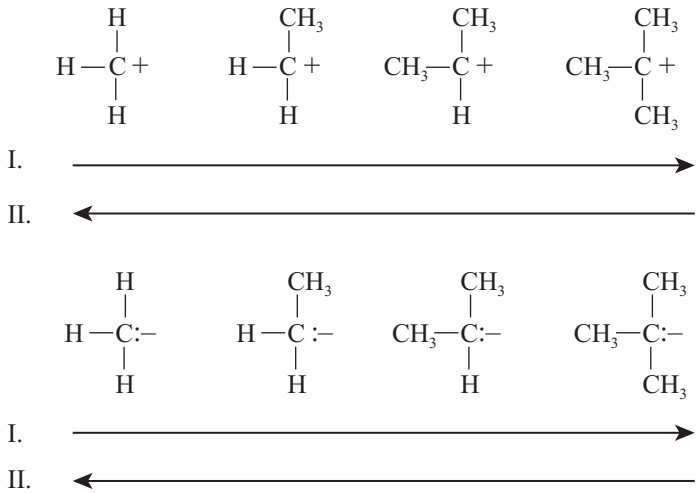
Informacja do zadań M.29.2. – M.29.4.

Grupy funkcyjne w chemii organicznej, ze względu na ich zdolność do przyciągania elektronów, można podzielić na dwa rodzaje. Mówimy, że grupa funkcyjna ma ujemny efekt indukcyjny (–I), jeżeli silniej od wodoru przyciąga elektrony. Jeżeli jakaś grupa słabiej przyciąga elektrony niż atom wodoru, mówimy, że ma dodatni efekt indukcyjny (+I). Dla wodoru w wiązaniu C–H przyjmujemy, że I = 0. Jedynymi grupami +I są grupy alkilowe $–C_nH_{2n+1}$. Pozostałe charakteryzują się ujemnym efektem indukcyjnym. Umieszczenie grup alkilowych przy atomie węgla, obdarzonym ładunkiem dodatnim w karbokationie, działa stabilizująco, bo w porównaniu z atomem wodoru grupa taka przekazuje elektrony w kierunku ładunku

dodatniego, co stabilizuje układ. Trwałość karbokationów rośnie więc wraz z rzędowością atomu węgla, na którym pojawia się ładunek dodatni.

Zadanie M.29.2.

A. Wybierz strzałkę prawidłowo ukazującą wzrost trwałości nietrwałych cząstek tworzonych przez węgiel. Zakreśl odpowiednia cyfrę.



B. Proces powstawania alkoholi w wyniku reakcji substytucji nukleofilowej przebiega zgodnie z ogólnym równaniem:

$$R - X + OH^- \rightleftharpoons R - OH + X^-$$

gdzie R, to grupa alkilowa, a X to atom fluorowca. Reakcja może przebiegać według dwóch mechanizmów. Mechanizm S_N2 zakłada jednoetapowy przebieg reakcji, z wytworzeniem kompleksu przejściowego:

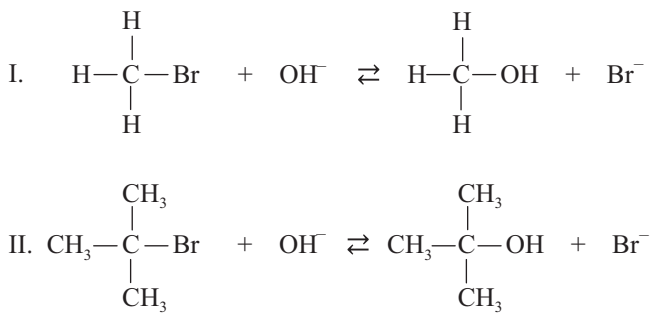
$$OH^- + R - X \rightleftharpoons (HO \cdots\cdots R \cdots\cdots\cdots X)^- \rightleftharpoons HO - R \quad + \quad X^-$$

Mechanizm S_N1 zakłada wstępną dysocjację alkoholu, pod wpływem rozpuszczalnika z wytworzeniem karbokationu, który w drugim etapie reaguje z cząstką nukleofilową OH^-.

$$R - X \rightleftharpoons R^+ + X^-$$

$$R^+ + OH^- \rightleftharpoons R - OH$$

Rozważ dwie reakcje powstawania alkoholi o różnej rzędowości:

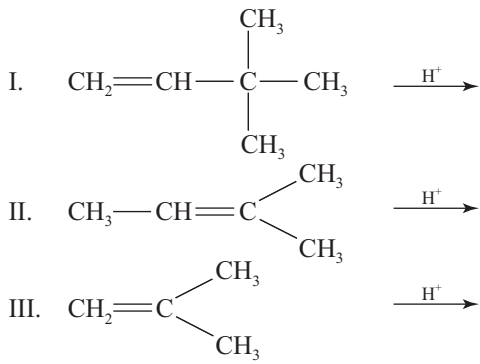


Przyporządkuj reakcjom I. i II. najbardziej prawdopodobny mechanizm, według jakiego zachodzą. Jako odpowiedź zapisz: S_N1 lub S_N2.

Zadanie M.29.3.

Pierwszym etapem reakcji addycji wody do alkenów, zachodzącej zgodnie z mechanizmem elektrofilowym, jest atak odczynnika elektrofilowego H^+ na łatwo dostępne elektrony wiązania π alkenu. Produktem takiego ataku jest karbokation.

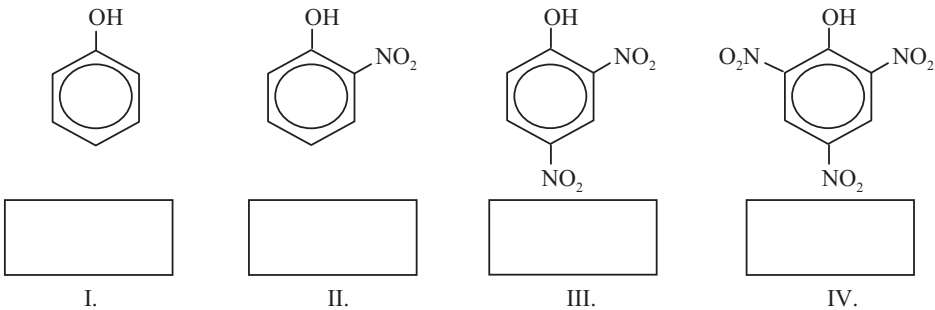
A. Napisz wzory najbardziej trwałych karbokationów, jakie powstają w wyniku procesów:



B. Napisz wzory grupowe i nazwy alkoholi, które powstaną jako finalne produkty tych reakcji po przyłączeniu do nich wody.

Zadanie M.29.4.

Moc właściwości kwasowych fenoli zależy od ich budowy. Grupy (–I) obecne przy pierścieniu benzenowym, wzmagają te właściwości, a grupy (+I) przyczyniają się do ich osłabienia. Niżej przedstawiono wzory fenolu i wybranych nitrofenoli:



A. Przyporządkuj wartości stałych dysocjacji kwasowej podanym wyżej wzorom, wpisując je w wyznaczone miejsca. Odpowiednie wartości wybierz ze zbioru:

$5{,}6 \cdot 10^{-1}$ $6 \cdot 10^{-8}$ 10^{-10} 10^{-4}

B. Na podstawie wartości stałych dysocjacji kwasowej odpowiednich fenoli oblicz wartości stałych dysocjacji zasadowej odpowiednich anionów fenolanowych.

C. Oblicz pH roztworu o stężeniu 0,1 mol/dm^3 dla najsilniejszego kwasu spośród przedstawionych fenoli.

ROZDZIAŁ 29.

29.1.

A) $H_2C{=}CH{-}CH_2{-}CH_3 + H_2O \xrightarrow{H^+} \xrightarrow{H^+} H_3C{-}CH(OH){-}CH_2{-}CH_3$ butan-2-ol

B) $(CH_3)_2C{=}CH{-}CH_3 + H_2O \xrightarrow{H^+} \xrightarrow{H^+} (CH_3)_2C(OH){-}CH_2{-}CH_3$
2-metylobutan-2-ol

C) $(C_2H_5)_2C{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow{H^+} \xrightarrow{H^+} (C_2H_5)_2C(OH){-}CH_3$
3-metylopentan-3-ol

D) $H_2C{=}C(CH_3)_2 + H_2O \xrightarrow{H^+} \xrightarrow{H^+} H_3C{-}C(OH)(CH_3)_2$
2-metylopropan-2-ol

29.2.

A) $CH_3{-}CH_2{-}Br + NaOH \xrightarrow{woda} \xrightarrow{woda} CH_3{-}CH_2{-}OH + NaBr$

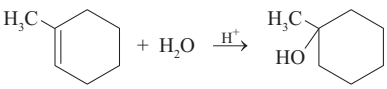
B) $(CH_3)_2CH{-}CH_2{-}I + KOH \xrightarrow{alkohol} \xrightarrow{alkohol} (CH_3)_2C{=}CH_2 + KI + H_2O$

C) $(CH_3)_2CH{-}Br + NaOH \xrightarrow{woda} \xrightarrow{woda} (CH_3)_2CH{-}OH + NaBr$

D) $(CH_3)_2CCl{-}CH_2{-}CH_3 + KOH \xrightarrow{alkohol} \xrightarrow{alkohol} (CH_3)_2C{=}CH{-}CH_3 + KCl + H_2O$

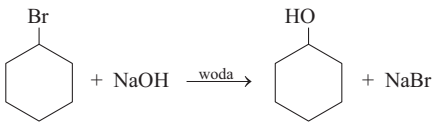
29.3.

A.



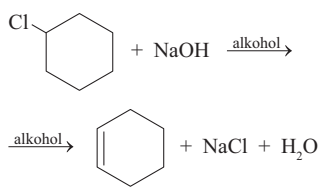
1-metylocykloheksan-1-ol

B.



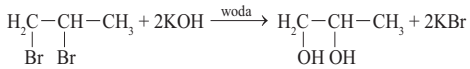
cykloheksanol

C.

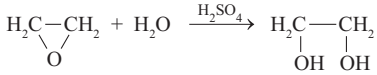


cykloheksen

29.4. A)

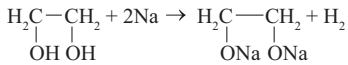


B)



C) $2CH_3{-}CH_2{-}OH + 2K \rightarrow \rightarrow 2CH_3{-}CH_2{-}OK + H_2$

D)

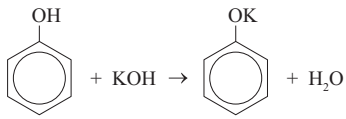


29.5.

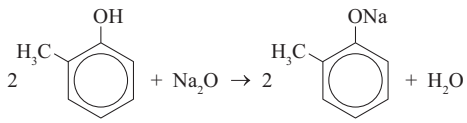
A. proces nie zachodzi

B. proces nie zachodzi

C.



D.



E. proces nie zachodzi

F. proces nie zachodzi

29.6.

A) $4Al + 3C \xrightarrow{temp.} Al_4C_3$

$Al_4C_3 + 12HCl \rightarrow 3CH_4 + 4AlCl_3$

$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{temp.} CH_3Cl + HCl$

$CH_3Cl + NaOH \xrightarrow{H_2O} CH_3OH + NaCl$

B) $CaO + 3C \xrightarrow{temp.} CaC_2 + CO$

$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$

$C_2H_2 + H_2 \xrightarrow{kat.} C_2H_4$

$C_2H_4 + H_2O \xrightarrow{H^+} C_2H_5{-}OH$

C) $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$

$3C_2H_2 \rightarrow C_6H_6$

$Al_4C_3 + 12HCl \rightarrow 3CH_4 + 4AlCl_3$

$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$

$C_6H_6 + CH_3Cl \xrightarrow{AlCl_3} C_6H_5{-}CH_3 + HCl$

$C_6H_5{-}CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{temp.} \xrightarrow{temp.} C_6H_5{-}CH_2Cl + HCl$

$C_6H_5{-}CH_2Cl + NaOH \xrightarrow{H_2O} \xrightarrow{H_2O} C_6H_5{-}CH_2OH + NaCl$

M.29.1.

A.

Ułamek molowy alkoholu – x. Skład molowy roztworu $xC_nH_{2n+2}O$, $(1-x)H_2O$. Ustalamy stosunek molowy wodoru do tlenu:

$$\frac{n_H}{n_O} = \frac{7}{2}$$

$\frac{7}{2} = \frac{2nx + 2x + 2 - 2x}{x + 1 - x} = 2nx + 2$

skąd $nx = 0{,}75$.

Ułamek masowy wody w roztworze wynosi $w = 0{,}4737$, czyli:

$$\frac{18 - 18x}{12nx + 2nx + 2x + 16x + 18 - 18x} = 0{,}4737$$

Ułamek molowy alkoholu $x = 0{,}25$, skąd $n = 3$. Alkoholem jest C_3H_8O.

B.

$CH_3–CH(OH)–CH_3$, propan-2-ol

M.29.2.

A. I., II

B. I. – S_N2, II. – S_N1

M.29.3.

A.

I. $CH_3–CH^+–C(CH_3)_3$

II. $CH_3–CH_2–C^+(CH_3)_2$

III. $CH_3–C^+(CH_3)_2$

B.

I. $CH_3–CH(OH)–C(CH_3)_3$, 3,3-dimetylobutan-2-ol

II. $CH_3–CH_2–C(OH)(CH_3)_2$, 2-metylobutan-2-ol

III. $CH_3–C(OH)(CH_3)_2$, 2-metylopropan-2-ol

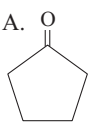
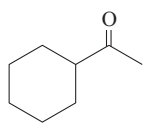
M.29.4.

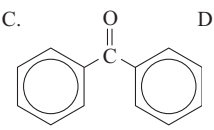
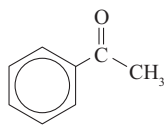
A. I. – 10^{-10}, II. – $6\cdot10^{-8}$, III. – 10^{-4}, IV. – $5{,}6\cdot10^{-1}$

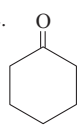
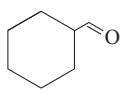
B. I. – 10^{-4}, II. – $1{,}67\cdot10^{-7}$, III. – 10^{-10}, IV. – $1{,}79\cdot10^{-14}$

C. pH = 1,06

ROZDZIAŁ 30.

30.1. A.  B. 

C.  D. 

E.  F. 

30.2.

A) $HC{\equiv}C–CH_3 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4,\ HgSO_4} \xrightarrow{H_2SO_4,\ HgSO_4} H_3C–CO–CH_3$

B) $HC{\equiv}CH + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4,\ HgSO_4} H_3C–CHO$

C) $H_3C–C{\equiv}C–CH_3 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4,\ HgSO_4} \xrightarrow{H_2SO_4,\ HgSO_4} H_3C–CO–CH_2–CH_3$

30.3. A) $H_3C–\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}–CH_3 + O_2 \xrightarrow{kat.}$

$$\xrightarrow{kat.} H_3C–\underset{\displaystyle O}{\overset{\displaystyle ||}{C}}–CH_3 + H_2O$$

B) $H_3C–CH_2–CH_2–OH + CuO \xrightarrow{temp.} \xrightarrow{temp.} H_3C–CH_2–CHO + Cu + H_2O$

C) $CH_3–CH_2–CHO + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{temp.} \xrightarrow{temp.} CH_3–CH_2–COOH + Cu_2O + 2H_2O$

D) $H_3C–\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}–CHO + Ag_2O \xrightarrow{NH_3}$

$$\xrightarrow{NH_3} CH_3–\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}–COOH + 2Ag$$

E) $C_6H_5–CH_2–CHO + H_2 \xrightarrow{kat.} \xrightarrow{kat.} C_6H_5–CH_2–CH_2–OH$

30.4.

A) $CaO + 3C \rightarrow CaC_2 + CO$

$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$

$C_2H_2 + H_2O \xrightarrow{Hg^{2+}} CH_3–CHO$

$CH_3–CHO + H_2 \xrightarrow{kat.} CH_3–CH_2OH$

B) $3C_2H_2 \xrightarrow{kat.} C_6H_6$

$C_2H_2 + H_2 \xrightarrow{kat.} C_2H_4$

$C_2H_4 + HCl \rightarrow CH_3–CH_2–Cl$

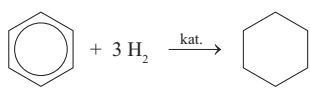
$C_6H_6 + CH_3CH_2Cl \xrightarrow{AlCl_3} \xrightarrow{AlCl_3} C_6H_5–CH_2CH_3 + HCl$

$C_6H_5–CH_2CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{temp.} \xrightarrow{temp.} C_6H_5–CHCl–CH_3 + HCl$

$C_6H_5–CHCl–CH_3 + NaOH \xrightarrow{H_2O} \xrightarrow{H_2O} C_6H_5–CH(OH)–CH_3 + NaCl$

$2C_6H_5–CH(OH)–CH_3 + O_2 \xrightarrow{kat.} \xrightarrow{kat.} 2C_6H_5–CO–CH_3 + 2H_2O$

30.5.

A) 

Spis treści

Wprowadzenie

CHEMIA OGÓLNA I NIEORGANICZNA

1. Energia i masa
2. Jądro atomowe
3. Problemy obliczeniowe w chemii
4. Elektrony w atomie
5. Powstawanie wiązań chemicznych
6. Równowaga chemiczna
7. Równowagi w roztworach elektrolitów
8. Elektrochemia

CHEMIA ORGANICZNA

9. Nietrwałe drobiny w chemii organicznej i czynniki decydujące o ich trwałości
10. Addycja elektrofi lowa
11. Reakcje eliminacji
12. Delokalizacja elektronów, aromatyczność
13. Substytucja elektrofi lowa w związkach aromatycznych
14. Właściwości kasowo–zasadowe związków organicznych
15. Podstawienie nukleofi lowe

Wprowadzenie

Współczesny egzamin maturalny z chemii obfituje w zadania wykraczające w swojej treści poza podstawę programową, obowiązującą w liceach i technikach. Dotyczy to zadań z nowymi treściami, w których autor zadania przytacza często obszerny tekst źródłowy, a następnie formułuje pytania odnoszące się do tego tekstu. Rolą zdającego maturę jest zrozumienie tekstu i zdobycie w ten sposób wiadomości, których często nie omawiano na lekcjach chemii, a następnie wykorzystanie ich do rozwiązania postawionego problemu.

Stres i pośpiech wywołane egzaminem nie sprzyjają przyswajaniu nowego materiału. Pomocą może tu być proponowana czytelnikowi niniejsza książka.

Przedstawiona propozycja zawiera bardziej pogłębione, niż to przewiduje podstawa programowa,wyjaśnienia podstawowych zjawisk i metod stosowanych w chemii. Czytelnik dowie się w szczególności, skąd się biorą barwy przedmiotów, czym jest elektron,co to są liczby kwantowe, dlaczego powstają wiązania chemiczne, na czym polega hybrydyzacja orbitali atomowych i wiele innych.

Książka jest napisana w formie pytań i odpowiedzi. Nie jest ona systematycznym wykładem chemii. Poruszono w niej tylko te zagadnienia, które były lub mogą być w przyszłości treścią pytań maturalnych, i które wykraczają poza obowiązującą obecnie podstawę programową. W pozycji tej zawarto też opis podstawowych praw fizyki i chemii, które ułatwiają, a w niektórych przypadkach wręcz umożliwiają dogłębne zrozumienie omawianych treści. Książkę tę należy w szczególności traktować jako pomoc w samodzielnej nauce, wyjaśniającą to, czego uczeń zazwyczaj nie dowie się na lekcjach chemii.

Pozycja ta zapewne nie porusza wszystkich zagadnień, które mogłyby być interesujące dla Czytelnika. Autor zaprasza zatem użytkowników do współpracy i o nadsyłanie do redakcji propozycji tematów, które Ich zdaniem powinny znaleźć tu swoje miejsce. Propozycje te mogłyby być uwzględnione w ewentualnych, kolejnych wydaniach tej książki.

Na końcu poszczególnych rozdziałów zamieszczono wykazy zadań maturalnych, które odnoszą się do treści danego rozdziału. Są to zadania pochodzące z oryginalnych arkuszy maturalnych w latach 2010–2022, które zostały zebrane w *Zbiorze zadań maturalnych. Lata 2010–2022* …, wydanym przez Oficynę Edukacyjną * Krzysztof Pazdro. Do wszystkich tych zadań podane są rozwiązania i odpowiedzi.

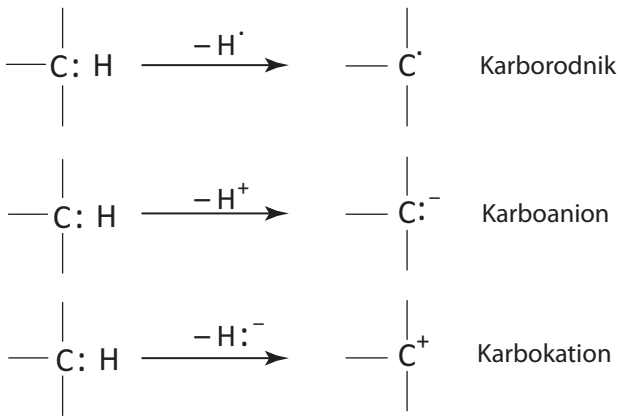
Wydawca

CHEMIA ORGANICZNA

9. NIETRWAŁE DROBINY W CHEMII ORGANICZNEJ I CZYNNIKI DECYDUJĄCE O ICH TRWAŁOŚCI

Czy atom węgla może tworzyć jony lub rodniki?

Atom węgla nie tworzy jonów prostych, ale może tworzyć jony złożone, w których ładunek pojawia się na atomie węgla będącym częścią większej drobiny. Istnieją też złożone drobiny, w których na atomie węgla pojawia się niesparowany elektron. Śledząc mechanizmy reakcji organicznych możemy spotkać takie nietrwałe cząstki. Powstawanie jonów lub rodników można zilustrować pokazanym niżej schematem.



Rys. 30. Schemat powstawania karborodników, karboanionów i karbokationów

Jakie czynniki decydują o trwałości karbojonów i karborodników?

Trwałość karbokationów i karboanionów zależy, między innymi od tego, jak silnie grupy obecne w jonie przyciągają elektrony. Grupy, które silnie przyciągają elektrony, stabilizują karboaniony, a grupy wykazujące tendencje do oddawania elektronów – stabilizują karbokationy. Grupy przyciągające elektrony zmniejszają koncentrację ładunku na atomie węgla w karboanionie. Podobnie działają grupy wykazujące tendencje do oddawania elektronów w przypadku karbokationów. One także zmniejszają koncentrację ładunku elektrycznego, ale w tym przypadku dodatniego. Zmniejszenie koncentracji ładunku zawsze wiąże się z jego rozmyciem na większy obszar, co skutkuje obniżeniem energii układu.

Oprócz stabilizacji przez przemieszczenie ładunku, wynikające z przyciągania elektronów przez grupy funkcyjne, duże znaczenie dla stabilizacji karbojonów i rodników ma delokalizacja elektronów, czyli pojawienie się wiązań obejmujących swoim zasięgiem więcej niż dwa atomy.

Jak w chemii organicznej mierzy się siłę przyciągania elektronów przez grupę funkcyjną?

W dwuatomowych cząsteczkach X–Y, o tym, na korzyść którego atomu przesunięta jest wiążąca para elektronowa wiązania chemicznego, decyduje różnica elektroujemności obu atomów. W przypadku bardziej rozbudowanych struktur, sytuacja jest bardziej złożona.

O sile przyciągania elektronów przez grupę funkcyjną decyduje, przyjęta umownie wielkość, nazwana *efektem indukcyjnym*. Grupy atomów, będące w chemii organicznej podstawnikami, w zależności od swojej budowy przyciągają elektrony silniej, bądź słabiej niż atom wodoru. Wiązanie C–H traktuje się tu jako wiązanie wzorcowe (umowne zero).

Jeżeli grupa funkcyjna silniej przyciąga elektrony niż wodór, mówimy, że ma ujemny efekt indukcyjny, co zapisujemy symbolicznie jako (–I) .

Jeżeli pewna grupa słabiej przyciąga elektrony niż wodór, mówimy, że ma dodatni efekt indukcyjny, co zapisujemy jako (+I).

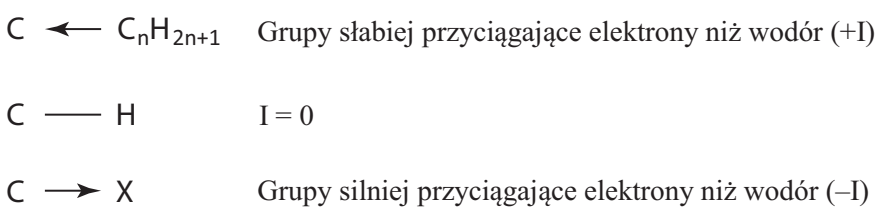
Atomom wodoru, na mocy definicji przypisujemy efekt indukcyjny (I = 0).

Należy podkreślić, że nie mówimy o bezwzględnej sile przyciągania elektronów przez grupę atomów, tylko o tym, jak ta tendencja przedstawia się w odniesieniu do wiązania C–H. Jest to wygodne założenie, bo wszystkie związki organiczne można w pewnym sensie traktować jako wywodzące się od węglowodorów, w których pewne atomy wodoru zastąpiono określonymi grupami funkcyjnymi.

Sytuacja przypomina nieco stosowane powszechnie skale temperatur. Mimo że istnieje bezwzględna skala temperatury Kelwina, z absolutnym zerem, wygodnie jest w życiu codziennym stosować skalę, w której zero jest umowne i odpowiada punktowi topnienia lodu, czyli skalę Celsjusza.

Które grupy wykazują tendencję do oddawania, a które do przyciągania elektronów?

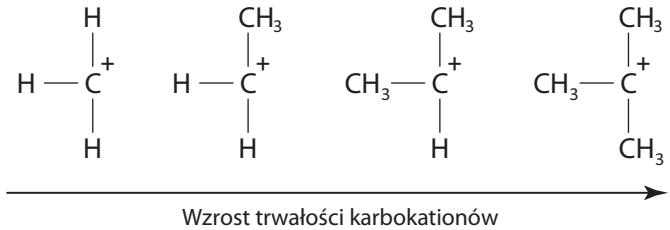
Ważnym i godnym zapamiętania jest fakt, że w zasadzie jedynymi grupami o dodatnim efekcie indukcyjnym są grupy alkilowe $–C_nH_{2n+1}$. Pozostałe grupy silniej przyciągają elektrony niż wodór i przypisuje się im efekt indukcyjny ujemny. Ilustruje to przedstawiony niżej schemat.



Rys. 31. Strzałki ukazują kierunek przesuwania wiążącej pary elektronowej w odniesieniu do wiązania C–H

Jak efekt indukcyjny wpływa na trwałość karbokationów, karboanionów i rodników?

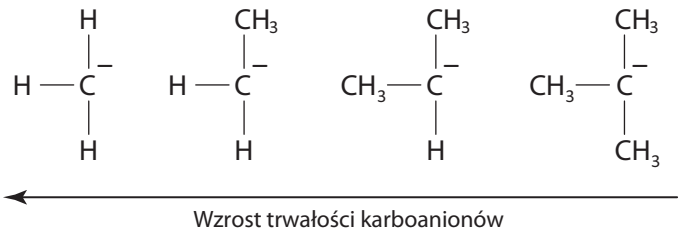
Trwałość karbokationów rośnie wraz z rzędowością atomu węgla, na którym pojawia się ładunek dodatni.



Rys. 32. Kierunek wzrostu trwałości karbokationów

Trwałość karbokationów rośnie w takiej właśnie kolejności, ponieważ grupy metylowe, jako grupy alkilowe, słabiej przyciągają elektrony niż wodór, przez co zmniejszają nieco koncentrację ładunku dodatniego na atomie węgla, na którym występuje ten ładunek.

Karboaniony zmieniają swoją trwałość w przeciwnym kierunku. Grupy alkilowe słabiej przyciągają elektrony niż wodór, i to atom wodoru skuteczniej zmniejsza koncentrację ładunku ujemnego niż grupy alkilowe. Osłabienie koncentracji ładunku, bez względu na jego znak, zawsze przyczynia się do obniżenia energii układu i zyskania większej trwałości.



Rys. 33. Kierunek wzrostu trwałości karboanionów

Trwałość karborodników zmienia się w takiej samej kolejności, jak trwałość karbokationów. Tłumaczy się to oddziaływaniem niesparowanego elektronu na atomie węgla w rodniku, z wiązaniami $\sigma_{C\text{-}H}$ tworzonymi przez atom, na którym pojawił się niesparowany elektron.

Które atomy wodoru biorą przede wszystkim udział w reakcji podstawienia rodnikowego?

O tym, jaki produkt pojawi się w reakcji podstawienia rodnikowego decyduje trwałość rodnika, który pojawia się w trakcie reakcji jako produkt przejściowy. Rozważmy reakcję bromowania propanu, zachodzącą pod wpływem światła. W pierwszym etapie pojawiają się atomy bromu, które są rodnikami:

$$Br_2 \xrightarrow{h\nu} Br^{\bullet} + Br^{\bullet}$$

Reakcja rodników bromu z cząsteczką propanu prowadzi do powstania najtrwalszego rodnika, a więc rodnika o najwyższej rzędowości:

$$CH_3 - CH_2 - CH_3 + Br^{\bullet} \rightarrow CH_3 - CH^{\bullet} - CH_3 + HBr$$
$$CH_3 - CH^{\bullet} - CH_3 + Br_2 \rightarrow CH_3 - CHBr - CH_3 + Br^{\bullet}$$

W pierwszej kolejności pojawia się więc produkt, zawierający brom przy atomie węgla połączonym z możliwie najmniejszą liczbą atomów wodoru. W dalszej kolejności ulegają podstawieniu pozostałe atomy wodoru, umiejscowione w mniej aktywnych pozycjach. Opisana tendencja jest szczególnie dobrze widoczna w przypadku bromowania. Rodniki chloru są bardzo aktywne i atakują alkan mniej wybiórczo.

Co to jest elektrofilowość i które cząstki maja własności elektrofilowe?

Elektrofilowość to cecha drobin, polegająca na dużym powinowactwie do elektronów. Cząstka jest tym silniej elektrofilowa, im więcej atomów o wysokiej elektroujemności wchodzi w jej skład. Cząstki elektrofilowe są zazwyczaj jonami dodatnimi. Do najsilniejszych elektrofili zaliczamy jony: NO_2^+, Cl^+, Br^+, CH_3^+, H^+ oraz niektóre cząsteczki, np. SO_3. Siła elektrofilowości jest mierzona tendencją do wchodzenia w reakcje organiczne, w których cząstka taka tworzy wiązanie kosztem pary elektronów π. Przykładem reakcji zachodzącej według mechanizmu elektrofilowego jest reakcja addycji elektrofilowej do wiązań wielokrotnych węgiel–węgiel, lub omówiona w dalszej części reakcja substytucji elektrofilowej z udziałem benzenu i jego pochodnych.

Zadania maturalne odnoszące się do rozdziału „Nietrwałe drobiny w chemii organicznej i czynniki decydujące o ich trwałości"

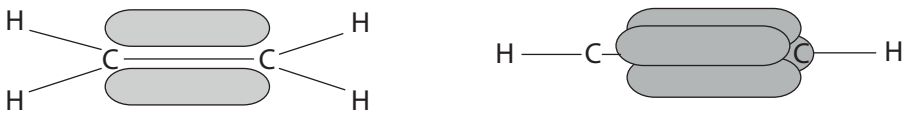
Reakcje z udziałem rodników i karbojonów, selektywność reakcji wolnorodnikowych

Numer zadania w „*Zbiorze zadań maturalnych …*"
Zadanie 15.18.
Zadanie 15.43.
Zadanie 15.56.
Zadanie 15.72.
Zadanie 15.65.

10. ADDYCJA ELEKTROFILOWA

Które cząsteczki reagują z odczynnikami elektrofilowymi?

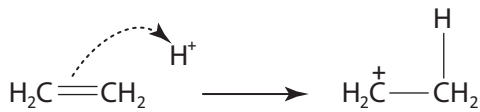
Cząstki elektrofilowe mają zdolność wiązania się z parą elektronową. Mogą one destabilizować drobiny organiczne, przez zerwanie wiązania π w alkenach, alkinach i węglowodorach aromatycznych. Wiązania π są łatwo dostępne bo elektrony, które je tworzą, znajdują się na zewnątrz cząsteczki. Niżej przedstawiono kontury orbitali molekularnych π w cząsteczkach etenu i etynu.



Eten Etyn

Rys. 34. Kontury orbitali π w przykładowych cząsteczkach alkenu i alkinu

Atak cząstki elektrofilowej na alken lub alkin prowadzi do powstania karbokationu. Rozważmy najprostszy przykład destabilizacji cząsteczki etenu, na skutek ataku elektrofilowej cząstki H^+. Linią przerywaną przedstawiono przemieszczanie pary elektronów:

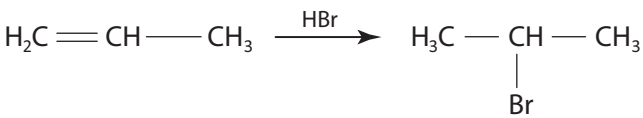


W analogiczny sposób cząstka elektrofilowa może destabilizować cząsteczki alkinów oraz arenów (węglowodorów aromatycznych). Węglowodorom aromatycznym będzie poświęcone miejsce w dalszej części tej książki.

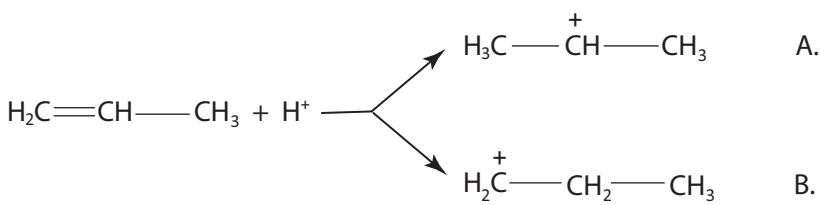
Określenia „destabilizacja" użyto nieprzypadkowo. Cząstka elektrofilowa jest bowiem często katalizatorem, rozpoczynającym ciąg żywiołowo zachodzących przemian, które kończą się powstaniem stabilnej drobiny.

Czy regułę Markownikowa można udowodnić?

Reguła Markownikowa dotyczy reakcji addycji elektrofilowej niesymetrycznych cząsteczek do niesymetrycznych alkenów lub alkinów. Kluczem do zrozumienia tej reguły jest analiza mechanizmu reakcji. Rozważmy proces o schemacie:

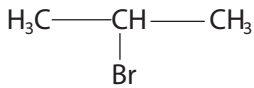


Reakcja zachodzi dwuetapowo. W pierwszym etapie elektrofilowy jon H^+ łączy się z jednym z atomów węgla tworzących wiązanie podwójne, a czyni to kosztem elektronów wiązania π:

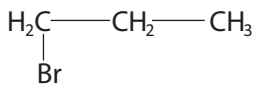


Z dwóch karbokationów, które mogą powstać, trwalszy jest karbokation A o wyższej rzędowości. Dzieje się tak dlatego, że dwie grupy alkilowe stabilizują go lepiej, dostarczając elektronów dzięki dodatniemu efektowi indukcyjnemu.

W drugim etapie, do powstałego karbokationu przyłącza się anion Br^-. W reakcji bierze głównie udział trwalszy karbokation, z którego powstaje produkt główny. Karbokation B, o niższej trwałości, przyczynia się do powstania niewielkiej ilości produktu ubocznego:



Produkt główny



Produkt uboczny

Dlaczego w wyniku reakcji powstaje także produkt uboczny?

Zazwyczaj uznajemy, że reakcje chemiczne zachodzą w sposób planowy i prowadzą w sposób nieunikniony do powstania jednoznacznie określonych produktów, o spodziewanych wzorach. Fakt ten uważamy za oczywisty, przez co w pewnym sensie działania przyrody uznajemy za realizację jakiegoś świadomego planu.

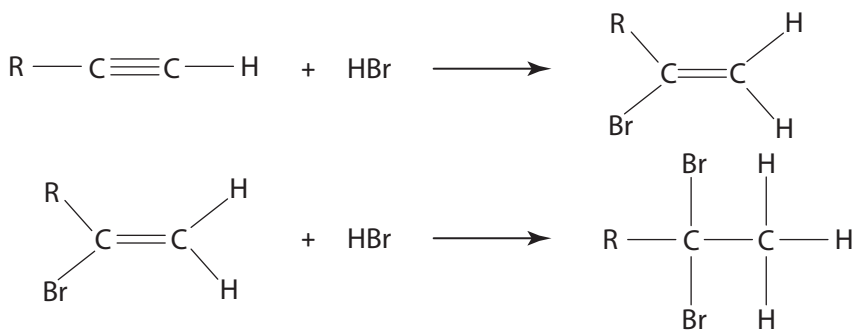
Nic bardziej błędnego. Zazwyczaj, potencjalnie może zachodzić wiele równoległych i termodynamicznie prawdopodobnych reakcji. Każda z nich prowadzi najczęściej do innych produktów. Wszystkie te reakcje rzeczywiście biegną. Fakt, że na ich końcu obserwujemy powstanie jednego produktu, w większym lub mniejszym nadmiarze, wynika stąd, że jedna z tych reakcji biegnie niewspółmiernie szybciej niż pozostałe. W wyniku serii równoległych reakcji powstaje więc jakiś główny produkt, a obok niego pojawia się pewna ilość różnych substancji, które powstają w mniejszej ilości. Uznajemy je za produkty uboczne.

Jak zachodzi addycja elektrofilowa z udziałem alkinów?

Alkiny są aktywniejsze chemicznie niż alkeny. Reakcje addycji zachodzące z ich udziałem biegną zgodnie z takim samym mechanizmem, jak w przypadku alkenów.

W reakcjach addycji, w których biorą udział alkiny, także obowiązuje reguła Markownikowa.

Proces addycji można przeprowadzić dwukrotnie, bo w addycji mogą brać udział kolejno oba wiązania π:

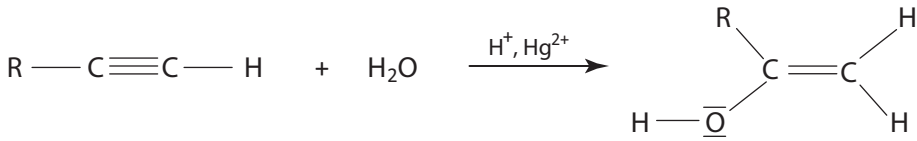


W przypadku addycji wody do alkinów proces początkowo biegnie podobnie jak w przypadku alkenów, ale ostateczny produkt reakcji jest nieco inny, niż można się spodziewać na podstawie prostej analogii.

Jak zachodzi addycja wody do alkinów?

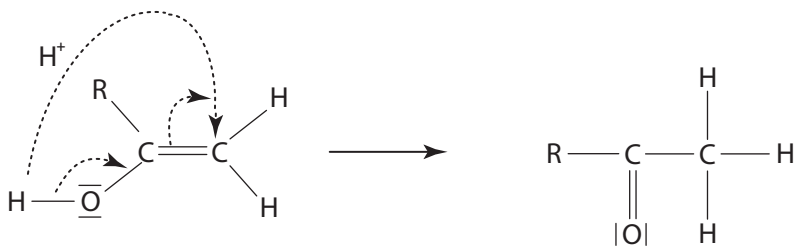
W wyniku addycji wody do cząsteczki alkinu tworzy się nienasycony alkohol. W jego cząsteczce grupa OH połączona jest z atomem węgla, tworzącym wiązanie podwójne.

Rozważmy przykład, w którym bierze udział tak zwany *alkin terminalny*, w którym wiązanie potrójne występuje na końcu łańcucha węglowego. Bezpośrednim produktem tego etapu jest nienasycony alkohol, który nazywamy *forma enolową*:



Forma enolowa

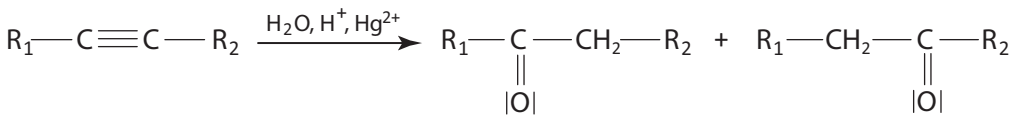
Taki układ wiązań jest nietrwały i produkt ten ulega przegrupowaniu. Atom wodoru połączony z atomem tlenu łatwo się odrywa w postaci jonu H^+ i korzystając z pary elektronów π w nienasyconej strukturze, łączy się z drugim atomem węgla. Jednocześnie uwolniona para elektronów σ wiązania O–H zamyka drugie wiązanie pomiędzy atomem tlenu i atomem węgla, tworząc grupę karbonylową. W wyniku tego procesu powstaje tzw. forma ketonowa produktu:



Forma ketonowa

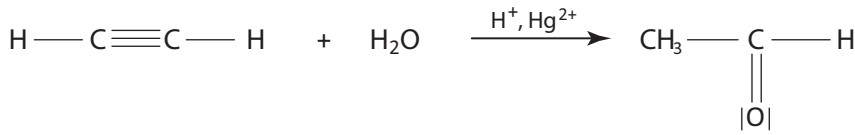
Ponieważ zastosowano alkin terminalny, a reakcja addycji wody zaszła zgodnie z regułą Markownikowa, ostatecznym produktem reakcji jest metyloketon.

W ogólnym przypadku, gdy zastosujemy dowolny alkin i nie działa reguła Markownikowa, w produktach reakcji znajdzie się mieszanina izomerycznych ketonów, które jest bardzo trudno rozdzielić:



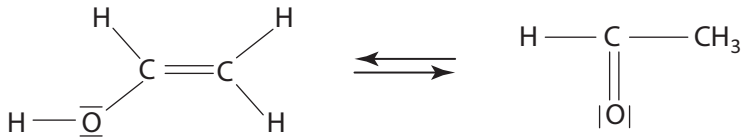
Znaczenie praktyczne maja więc procesy, które prowadzą do powstania jednego produktu. Dzieje się tak w przypadku, gdy $R_1 = R_2$ lub, gdy przynajmniej jedna z tych grup

jest atomem wodoru. Najbardziej znaną reakcją tego typu jest addycja wody do etynu. W jej wyniku powstaje aldehyd octowy (etanal), który ma duże znaczenie przemysłowe jako substrat w wielu syntezach organicznych:



Co to jest tautomeria keto-enolowa?

W poprzednim zagadnieniu użyto określenia „*forma enolowa*" i „*forma ketonowa*" na oznaczenie produktów addycji wody do alkinów. W rzeczywistości są to bowiem dwie postacie produktu reakcji, pozostające ze sobą w stanie równowagi chemicznej. Stan tej równowagi jest jednak mocno przesunięty na rzecz formy ketonowej, i jako produkt reakcji zapisujemy wzór ketonu lub aldehydu, a nie wzór formy enolowej. Mamy więc do czynienia z sytuacją, gdy jakaś substancja chemiczna występuje w dwóch formach pozostających ze sobą w równowadze. Zjawisko takie nazywamy *tautomerią*. W naszym przypadku mówimy o *tautomerii keto-enolowej*. Przykład takiej tautomerii, z udziałem aldehydu octowego i etenolu, przedstawia poniższe równanie:



Warto nadmienić, że formy enolowej nie można oddzielić od formy ketonowej, bo łączy je stan równowagi i nie zezwoli na to reguła przekory.

Zadania maturalne odnoszące się do rozdziału „Addycja elektrofilowa"

Numer zadania w „*Zbiorze zadań maturalnych …*"
Zadanie 15.2.
Zadanie 15.16.
Zadanie 15.32.
Zadanie 15.35.
Zadanie 15.36.
Zadanie 15.37.
Zadanie 15.43.

Numer zadania w „*Zbiorze zadań maturalnych …*"
Zadanie 15.55.
Zadanie 15.72.
Zadanie 15.78.
Zadanie 16.21.
Zadanie 16.24.
Zadanie 16.70.

Matura od 2023 r.
CHEMIA
Próbne arkusze maturalne
Zestaw 1.
Poziom rozszerzony
Kamil Kaznowski
format 205 x 292 mm, stron 172
Zestaw 2.
Poziom rozszerzony
Bartłomiej Górski

Spis treści (zestaw 1)

Wstęp

Próbne arkusze

Arkusz próbny nr 1

Arkusz próbny nr 2

Arkusz próbny nr 3

Arkusz próbny nr 4

Arkusz próbny nr 5

Arkusz próbny nr 6

Rozwiązania i odpowiedzi

Arkusz nr 1

Arkusz nr 2

Arkusz nr 3

Arkusz nr 4

Arkusz nr 5

Arkusz nr 6

Tablice uzupełniające

Maturzysto,

przygotowaliśmy dla Ciebie pierwsze dwa zestawy *Próbnych arkuszy maturalnych* z chemii na poziomie rozszerzonym. Każdy z zestawów składa się z sześciu arkuszy. Są one opracowane zgodnie z wytycznymi i wymaganiami, przedstawionymi przez Centralną Komisję Egzaminacyjną w „Informatorze o egzaminie maturalnym z chemii od roku szkolnego 2022/2023".

Planujemy wydać pięć takich zestawów – w każdym roku kolejny zestaw.

Arkusze we wszystkich pięciu zestawach obejmą łącznie wszystkie treści nauczania z *Podstawy programowej* w zakresie rozszerzonym, obowiązującej od września 2019 roku, przy czym pierwsze dwa zestawy dotyczą głównie treści ujętych w *Wymaganiach egzaminacyjnych* na matury w latach 2023 i 2024, opracowanych przez MEiN.

Rozwiązywanie zadań, zawartych w tych arkuszach, pozwoli Ci:
– przypomnieć i utrwalić najważniejsze zagadnienia objęte podstawą programową,
– nabyć umiejętności łączenia i wykorzystywania wiedzy z różnych działów chemii,
– nauczyć się rozplanowania czasu przeznaczonego na rozwiązywanie całego arkusza,
– przećwiczyć zapisywanie pełnych rozwiązań w miejscu na to przeznaczonym.

Do wszystkich zadań podano poprawne odpowiedzi.

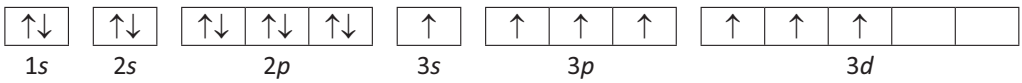
Życzymy powodzenia na maturze!

Wydawca

Arkusz próbny nr 1

Zadanie 1.

Atom pewnego pierwiastka chemicznego może występować w kilku elektronowych stanach wzbudzonych. Jeden z nich został zilustrowany za pomocą zapisu:



Zadanie 1.1. (0-1)

Zidentyfikuj pierwiastek chemiczny, którego jeden z elektronowych stanów wzbudzonych został przedstawiony w informacji wprowadzającej. W tym celu uzupełnij tabelę dotyczącą tego pierwiastka, jego położenia w układzie okresowym i budowy elektronowej jego atomu w stanie podstawowym.

Symbol pierwiastka	Numer grupy	Numer okresu	Symbol bloku	Walencyjny fragment konfiguracji elektronowej w stanie podstawowym

Zadanie 1.2. (0-1)

Podaj wartości trzech liczb kwantowych – głównej *n*, pobocznej *l* i magnetycznej *m* – dla elektronu, który w zapisanej w informacji wprowadzającej konfiguracji elektronowej stanu wzbudzonego, jest elektronem niesparowanym o najniższej energii.

	Główna liczba kwantowa *n*	Poboczna liczba kwantowa *l*	Magnetyczna liczba kwantowa *m*
Wartość liczby kwantowej			

Zadanie 1.3. (0-1)

W reakcjach substytucji elektrofilowych, w których dochodzi do podstawienia atomu wodoru (dołączonego do pierścienia aromatycznego) atomem chloru, drobiną o właściwościach elektrofilowych jest kation chloru Cl^+, który powstaje w reakcji chloru z katalizatorem tej reakcji, czyli chlorkiem żelaza(III). Przebieg reakcji ilustruje równanie:

$$Cl_2 + FeCl_3 \rightarrow FeCl_4^- + Cl^+$$

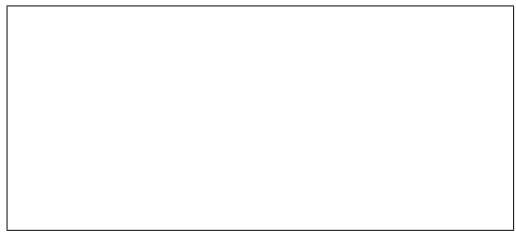
Zapisz konfigurację elektronową kationu chloru Cl^+. Zastosuj zapis podpowłokowy skrócony.

.....

Zadanie 1.4. (0-2)

Jednym z gazów bojowych, stosowanych podczas pierwszej wojny światowej, był fosgen $COCl_2$. Jest to bezbarwny gaz, którego zapach przypomina zapach skoszonej trawy i zepsutych owoców.

a) Zapisz kreskowo-kropkowy wzór elektronowy fosgenu, wiedząc, że atom węgla jest atomem centralnym jego cząsteczki. Wolne pary elektronowe zapisz w postaci kresek lub kropek.



b) Wykorzystując metodę VSEPR ustal kształt cząsteczki fosgenu. W tym celu uzupełnij tabelę, podając dane dotyczą budowy jego cząsteczki, kształt tej cząsteczki (liniowy, trójkątny, tetraedryczny) oraz rodzaj hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomu centralnego cząsteczki (*sp*, *sp*^{2} lub *sp*^{3}).

Liczba przestrzenna L_p atomu centralnego	Liczba wiązań σ	Liczba wiązań π	Kształt cząsteczki	Rodzaj hybrydyzacji dla atomu centralnego

Zadanie 2. (0-2)

Jednym z promieniotwórczych izotopów o szczególnym znaczeniu jest izotop węgla o liczbie masowej 14. Jest on wykorzystywany do szacowania wieku skamielin organicznych.
Wiek odnalezionych skamielin szacuje się, wykorzystując metodę datowania węglem ^{14}C, ponieważ w chwili śmierci organizmu rozpoczyna się stopniowy zanik tego izotopu, a jego zasoby pośmiertnie nie są uzupełniane. Czas połowicznego zaniku węgla-14 wynosi 5760 lat.
W laboratorium węgiel-14 można otrzymać w procesie jądrowym, którego uproszczony zapis przedstawia schemat: ^{14}N (n, p) ^{14}C.
W praktyce laboratoryjnej bombardowaniu strumieniem rozpędzonych neutronów nie poddaje się pierwiastkowego azotu, a jego związki, np. sole. Otrzymany preparat wykazuje silną promieniotwórczość, ponieważ zawiera 10% masowych promieniotwórczego węgla.
Próbkę soli, będącej azotanem(V) pewnego metalu, poddano bombardowaniu strumieniem neutronów i otrzymano promieniotwórczy preparat o masie 8,00 mg.

a) Oblicz masę preparatu promieniotwórczego po upływie pięciu cykli rozpadu promieniotwórczego węgla-14. Wynik przedstaw w gramach w postaci $y \cdot 10^{-x}$.

Obliczenia:

b) Zapisz równanie reakcji jądrowej, w której z izotopu azotu-14 jest otrzymywany izotop węgla o liczbie masowej 14.

.....

Zadanie 3. (0-1)

W tabeli podano wartości pierwszych energii jonizacji (w elektronowoltach) atomów czterech pierwiastków chemicznych.

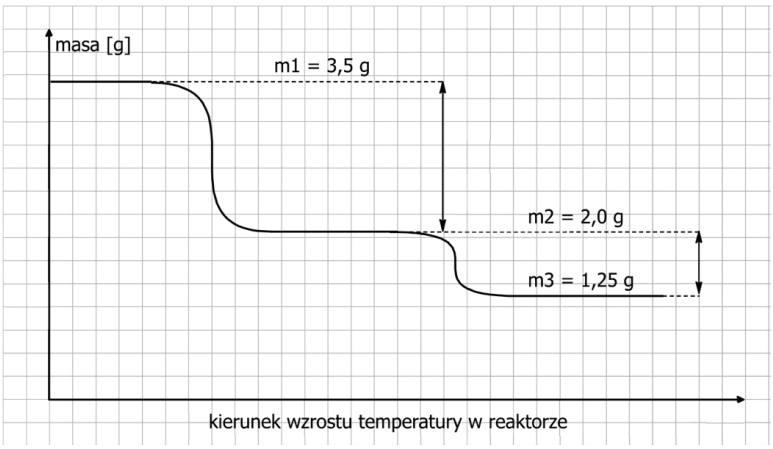
	E_1	E_2	E_3	E_4
Pierwsza energia jonizacji [eV]	5,10	4,30	13,60	17,40

Przyporządkuj podane wartości pierwszych energii jonizacji atomom pierwiastków chemicznych, które zostały wskazane w tabeli za pomocą odpowiednich symboli.

Symbol pierwiastka chemicznego	O	F	Na	K
Pierwsza energia jonizacji [eV]				

Zadanie 4. (0-2)

Termograwimetria jest techniką laboratoryjną, która umożliwia badanie zmian masy próbki w trakcie zachodzącego procesu chemicznego. W nowoczesnych laboratoriach chemii analitycznej, reaktory umożliwiają ciągły pomiar masy substancji stałej w trakcie przebiegu reakcji, a dzięki połączeniu reaktora z odpowiednim oprogramowaniem komputerowym otrzymuje się wykres (termogram), który ilustruje zmiany masy próbki, w funkcji czasu lub funkcji temperatury.
W reaktorze termograwimetrycznym umieszczono próbkę uwodnionego wodorotlenku pewnego jednowartościowego metalu (M), o masie 3,5 g. Przystąpiono do ogrzewania próbki i na podstawie otrzymanego termogramu stwierdzono, że doszło do dwuetapowego procesu dehydratacji uwodnionego wodorotlenku.



Oblicz, wykorzystując informacje przedstawione na termogramie, wzór hydratu wodorotlenku jednowartościowego metalu, który został poddany procesowi dehydratacji.

Obliczenia:

Informacja do zadań 5.–6.
W naczyniu zamkniętym o stałej pojemności przeprowadzono reakcję chemiczną. Po pewnym czasie w układzie jednorodnym ustalił się stan równowagi dynamicznej, którą opisuje uproszczony zapis równania reakcji:

$$a\ A_{(g)} + b\ B_{(g)} \rightleftharpoons c\ C_{(g)} + d\ D_{(g)}$$

gdzie A, B, C i D to reagenty w stanie gazowym, natomiast *a*, *b*, *c* i *d* to współczynniki stechiometryczne.

Zadanie 5. (0-1)

Zbadano przebieg reakcji w stałej temperaturze 523 K, przy różnych wartościach ciśnienia w układzie. Mierzono, jak zmiana ciśnienia w układzie reakcyjnym wpływa na ilość reagenta D, w ustalającym się każdorazowo stanie równowagi. Zebrane dane zestawiono w postaci tabeli:

Ciśnienie [hPa]	Liczba moli reagenta D
1000	0,20
1200	0,24
1500	0,33
2000	0,68

Wskaż poprawny zestaw współczynników stechiometrycznych *a*, *b*, *c* i *d*, występujących w równaniu reakcji. Uzasadnij swój wybór.

a)	$a = 2, b = 1, c = 1, d = 2$
b)	$a = 2, b = 1, c = 1, d = 1$
c)	$a = 1, b = 1, c = 1, d = 2$
d)	$a = 1, b = 1, c = 1, d = 1$

Uzasadnienie:

.....

.....

.....

Zadanie 6. (0-1)

Zbadano przebieg reakcji przy stałym ciśnieniu 1500 hPa i przy różnych wartościach temperatury w układzie. Mierzono, jak zmiana temperatury w układzie reakcyjnym wpływa na ilość reagenta A w ustalającym się każdorazowo stanie równowagi. Zebrane dane zestawiono w postaci tabeli:

Temperatura [K]	Liczba moli reagenta A
323	0,07
423	0,18
523	0,33
723	0,49

Wyjaśnij, czy przebiegowi reakcji „w prawo" towarzyszy przekazywanie ciepła z układu do otoczenia, czy z otoczenia do układu. Uzasadnij swoje stanowisko.

.....

.....

.....

Zadanie 7. (0-2)

W pewnych warunkach ciśnienia *p* i temperatury *T*, w naczyniu o stałej pojemności *V* zmieszano azot i wodór w obecności pewnego katalizatora. Zaszła reakcja, w której ustalił się stan równowagi dynamicznej:

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}$$

Po ustaleniu się stanu równowagi stwierdzono, że łączna liczba moli wszystkich reagentów reakcji wynosi 8 oraz że ilość amoniaku i wodoru zapisana w postaci ułamka molowego to, odpowiednio, $\frac{5}{8}$ i $\frac{5}{16}$.

Oblicz zawartość azotu i wodoru w mieszaninie początkowej, a wynik przedstaw w postaci ułamków molowych.

Ułamek molowy danego składnika mieszaniny to stosunek liczby moli składnika do łącznej liczby moli wszystkich składników w mieszaninie.

Obliczenia:

Zadanie 8. (0-1)

Badano przebieg i mechanizm pewnej reakcji chemicznej, która została zilustrowana za pomocą równania ogólnego:

$$A_{2(g)} + 4\ B_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ AB_{4(g)}$$

Poczyniono następujące obserwacje:

- Obserwacja 1.

  Zwiększenie ciśnienia w układzie, w warunkach stałej temperatury, powoduje wzrost stopnia przereagowania substratów, a więc wzrost wydajności reakcji.
- Obserwacja 2.

  Wzrost temperatury w układzie powoduje zmniejszenie stopnia przereagowania substratów, a więc spadek wydajności reakcji.
- Obserwacja 3.

  Wzrost temperatury w układzie powoduje wzrost szybkości reakcji.

Wskaż efekt termiczny reakcji, podkreślając odpowiednie fragmenty zdania, i wyjaśnij, czy poczynione obserwacje oznaczone numerami 2. i 3. nie pozostają ze sobą w sprzeczności.

Opisana reakcja jest przykładem reakcji **egzotermicznej / endotermicznej**, zatem zmiana entalpii reakcji w warunkach izobarycznych **$\Delta H < 0$ / $\Delta H > 0$**.

Wyjaśnienie:

.....

.....

.....

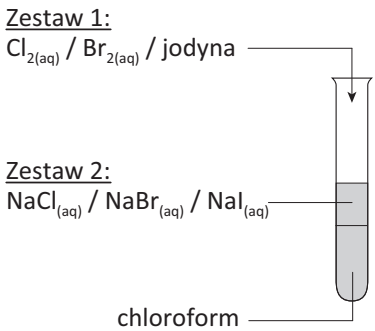
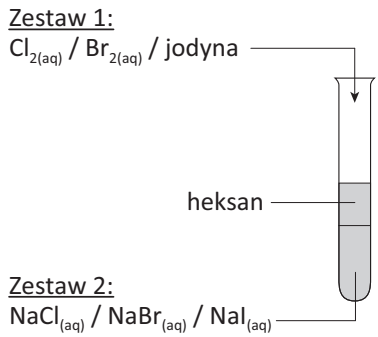
Informacja do zadań 9.–11.

Przeprowadzono dwa doświadczenia, których celem było porównanie reaktywności chemicznej chloru i bromu (doświadczenie 1.) oraz bromu i jodu (doświadczenie 2.). Stwierdzono, że w obu wykonanych doświadczeniach zaszły reakcje chemiczne, a wyniki obu doświadczeń zilustrowano na fotografiach A i B:

A	B

Zadanie 9. (0-1)

Uzupełnij schematy wykonanych doświadczeń. W tym celu zaznacz po jednym odczynniku w każdym z zaproponowanych zestawów:

Doświadczenie 1.	Doświadczenie 2.
	

Zadanie 10. (0-1)

Zapisz jonowe skrócone równania reakcji, które zaszły w obu doświadczeniach.

Doświadczenie 1.:

.....

Doświadczenie 2.:

.....

Zadanie 11. (0-1)

Wyjaśnij, jaką rolę odgrywają heksan i chloroform w obu przeprowadzonych doświadczeniach i dlaczego różnią się położeniem w heterogenicznych układach, zilustrowanych na fotografiach i schematach doświadczeń.

Rozwiązania i odpowiedzi

Arkusz nr 1

Zadanie 1.1. (0-1)

Symbol pierwiastka	Numer grupy	Numer okresu	Symbol bloku	Walencyjny fragment konfiguracji elektronowej w stanie podstawowym
Cl	17	3	*p*	$3s^2\ 3p^5$

Zadanie 1.2. (0-1)

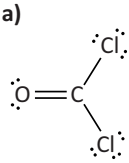
	Główna liczba kwantowa *n*	Poboczna liczba kwantowa *l*	Magnetyczna liczba kwantowa *m*
Wartość liczby kwantowej	3	0	0

Zadanie 1.3. (0-1)

$_{17}Cl^{+}$: $[_{10}Ne]\ 3s^2\ 3p^4$

Zadanie 1.4. (0-2)

a)



b)

Liczba przestrzenna L_p atomu centralnego	Liczba wiązań σ	Liczba wiązań π	Kształt cząsteczki	Rodzaj hybrydyzacji dla atomu centralnego
3	3	1	trójkątny	sp^2

Zadanie 2 (0-2)

a)

8 mg · 0,1 = 0,8 mg węgla ^{14}C

0,8 mg → 0,4 mg → 0,2 mg → 0,1 mg → 0,05 mg → 0,025 mg ^{14}C izotopu pozostało

7,2 mg preparatu + 0,025 mg izotopu ^{14}C = 7,225 mg = **$\underline{7{,}225 \cdot 10^{-3}\ \text{g}}$**

b)

$_{7}^{14}N + _{0}^{1}n \rightarrow _{6}^{14}C + _{1}^{1}p$

Zadanie 3. (0-1)

Symbol pierwiastka chemicznego	O	F	Na	K
Pierwsza energia jonizacji [eV]	13,60	17,40	5,10	4,30

Zadanie 4. (0-2)

$2\ MOH \rightarrow M_2O + H_2O$

1,25 g M_2O ——— 0,75 g H_2O

x ——— 18 g H_2O

x = 30 g M_2O

$M_M = (30 - 16) : 2 = 7\ g \cdot mol^{-1}$ → lit

$LiOH \cdot x\,H_2O \rightarrow LiOH + x\,H_2O$

2 g LiOH ——— 1,5 g H_2O

24 g LiOH ——— x

$x = 18$ g H_2O

Wzór hydratu: $LiOH \cdot H_2O$

Zadanie 5. (0-1)

b) $a = 2$, $b = 1$, $c = 1$, $d = 1$

Sumaryczna liczba moli substratów gazowych jest większa od sumarycznej liczby moli produktów gazowych, ponieważ wraz ze wzrostem ciśnienia w układzie ilość reagenta D się zwiększa, a więc zwiększa się wydajność reakcji.

Zadanie 6. (0-1)

Reakcji „w prawo" towarzyszy przekazywanie ciepła z układu do otoczenia (proces egzotermiczny), ponieważ wraz ze wzrostem temperatury w układzie ilość reagenta A się zwiększa, a więc maleje wydajność reakcji.

Zadanie 7. (0-2)

$NH_3 \rightarrow \frac{5}{8} \rightarrow 0{,}625$, $H_2 \rightarrow \frac{5}{16} \rightarrow 0{,}3125$, $N_2 \rightarrow \frac{1}{16} \rightarrow 0{,}0625$ (dopełnienie do 1)

$n_R\,N_2 = 0{,}0625 \cdot 8 = 0{,}5$ mola

$n_R\,H_2 = 0{,}3125 \cdot 8 = 2{,}5$ mola

$n_R\,NH_3 = 0{,}625 \cdot 8 = 5$ moli

	n_0	Δ	n_R
N_2		x	0,5
H_2		$3x$	2,5
NH_3	–	$2x$	5

$2x = 5 \rightarrow x = 2{,}5$

$n_0\,N_2 = 0{,}5 + x = 0{,}5 + 2{,}5 = 3$ mole

$n_0\,H_2 = 2{,}5 + 3x = 2{,}5 + 7{,}5 = 10$ moli

Ułamki molowe: $\mathbf{N_2} \rightarrow \frac{3}{13}$ oraz $\mathbf{H_2} \rightarrow \frac{10}{13}$

Zadanie 8. (0-1)

Opisana reakcja jest przykładem reakcji **egzotermicznej / endotermicznej**, zatem zmiana entalpii reakcji w warunkach izobarycznych **$\Delta H < 0$ / $\Delta H > 0$**.

Obserwacje nie są ze sobą w sprzeczności. Wzrost temperatury powoduje wzrost szybkości reakcji, bez względu na jej efekt termiczny, natomiast zmniejsza wydajność procesu egzotermicznego, a zwiększa wydajność procesu endotermicznego.

Zadanie 9. (0-1)

Doświadczenie 1. – zestaw 1: $Cl_{2(aq)}$, zestaw 2: $NaBr_{(aq)}$

Doświadczenie 2. – zestaw 1: $Br_{2(aq)}$, zestaw 2: $NaI_{(aq)}$

Zadanie 10. (0-1)

1. $Cl_2 + 2\,Br^- \rightarrow Br_2 + 2\,Cl^-$
2. $Br_2 + 2\,I^- \rightarrow I_2 + 2\,Br^-$

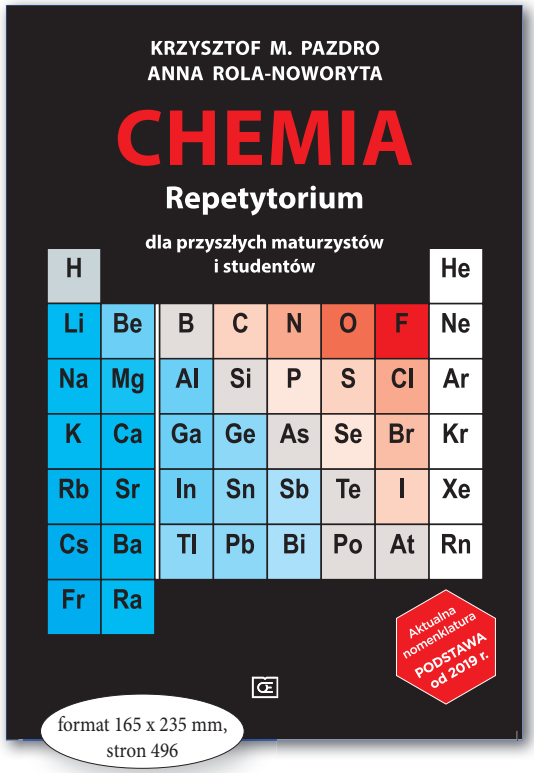
Zadanie 11. (0-1)

Niepolarne fluorowce lepiej się rozpuszczają w niepolarnym heksanie i w chloroformie niż w polarnej wodzie. Położenie warstwy organicznej zależy od gęstości cieczy: $d\,H_2O > d\,C_6H_{14}$ oraz $d\,H_2O < d\,CHCl_3$. Warstwa chloroformowa znajduje się zatem pod warstwą wodną, a warstwa heksanowa – nad warstwą wodną.

Zadanie 12. (0-1)

$2\,Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2\,NH_3 + 2\,H_2O \rightarrow Cu_2(OH)_2SO_4\downarrow + 2\,NH_4^+$

lub $2\,Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2\,(NH_3 \cdot H_2O) \rightarrow Cu_2(OH)_2SO_4\downarrow + 2\,NH_4^+$



Spis treści

Część I. CHEMIA OGÓLNA

Rozdział 0. Przypomnienie ważnych terminów poznanych w gimnazjum

Rozdział 1. Budowa materii

Rozdział 2. Stechiometria

Rozdział 3. Mieszaniny

Rozdział 4. Reakcje chemiczne

Rozdział 5. Chemia roztworów wodnych

Część II. CHEMIA NIEORGANICZNA

Rozdział 6. Występowanie substancji nieorganicznych w przyrodzie

Rozdział 7. Związki nieorganiczne

Rozdział 8. Charakterystyka pierwiastków w blokach konfiguracyjnych tablicy Mendelejewa

Rozdział 9. Reakcje pierwiastków

Rozdział 10. Użyteczne substancje nieorganiczne – wykorzystanie i otrzymywanie

Część III. CHEMIA ORGANICZNA

Rozdział 11. Specyficzny charakter związków organicznych

Rozdział 12. Otrzymywanie i właściwości węglowodorów

Rozdział 13. Otrzymywanie i właściwości związków jednofunkcyjnych

Rozdział 14. Otrzymywanie i właściwości związków wielofunkcyjnych

Część IV. CZYNNOŚCI LABORATORYJNE

Rozdział 15. Zasady ogólne

Część V. TECHNIKI ANALIZY ZWIĄZKÓW ORGANICZNYCH

Skorowidz rzeczowy (polsko-angielski)

Jeden z najważniejszych sposobów rozumowania chemika polega na porównywaniu substancji chemicznych i określaniu podobieństw oraz różnic między nimi.

Andrzej Górski
Profesor Politechniki Warszawskiej

Wstęp

To *Repetytorium* jest dla tych, którzy pragną zdobyć minimum trwałej i rzetelnej wiedzy z chemii, koniecznej do studiowania na kierunkach przyrodniczych, lecz nie dla entuzjastów metody ZZZ (Zakuć Zdać Zapomnieć). Uwaga o „minimum" dotyczy głównie części I (*Chemia ogólna*) i części IV (*Czynności laboratoryjne*). Pozostałe części (II i III) są zbyt rozbudowane jak na potrzeby początkujących studentów, ale odpowiadają wszystkim wymaganiom z podstawy programowej Ministerstwa Edukacji Narodowej, niezbędnym do zdania matury.

Szczegółowy spis treści i skorowidz polsko-angielski (zamieszczony na końcu książki) ułatwią wyszukiwanie określonych treści.

Nie można nauczyć się chemii bez rozwiązywania zadań. Dlatego po większości paragrafów proponujemy rozwiązanie odpowiednich zadań ze zbioru K.M. Pazdry i A. Roli-Noworyty *Zbiór zadań z chemii do liceów i techników. Zakres rozszerzony* (wydanie nowe, zmienione i uzupełnione, 2023), zwanego w tej książce „Zbiorem…". Na końcu „Zbioru…" są odpowiedzi do wszystkich zadań.

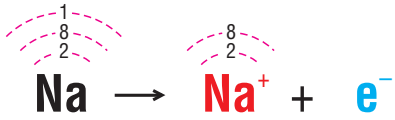
Na stronie internetowej wydawnictwa **www.pazdro.com.pl** – przy szczegółowym opisie *Repetytorium* oraz w STREFIE UCZNIA (Doświadczenia z chemii) – są dostępne filmowe wersje przykładowych doświadczeń, obejmujących czynności laboratoryjne opisane w części IV.

Autorzy

1.10. Wiązania chemiczne

1.10.1. Wiązanie jonowe

Atomy metali, pierwiastków o małej elektroujemności, znajdujących się na początku każdego okresu tablicy Mendelejewa, oddają wszystkie elektrony z powłoki zewnętrznej, uzyskując w ten sposób konfigurację helowca zamykającego okres poprzedni. Na przykład atom sodu uzyskuje w ten sposób konfigurację neonu:

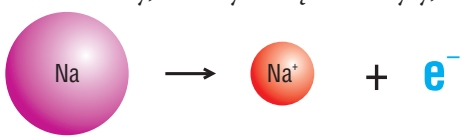


a beryl – helu:

Powłoką zewnętrzną staje się automatycznie w tych przemianach powłoka przedostatnia, ta zaś zawiera oktet lub dublet elektronowy.

Atom pozbawiony elektronu przestaje być elektrycznie obojętny. Przybiera on ładunek dodatni, ponieważ liczba protonów w jądrze pozostaje bez zmian i liczba ładunków dodatnich jądra przewyższa liczbę elektronów. Wytworzona w ten sposób nowa drobina to jon dodatni, czyli kation. Tworzenie kationów jest typową cechą metali. Zasady zapisywania wzorów jonów przypomniano w p. 0.2.

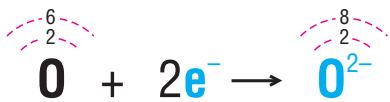
Wymiary jonów są inne niż wymiary ich macierzystych atomów. Usunięcie elektronu powoduje zmniejszenie odpychania między elektronami. Dzięki temu elektrony zbliżają się do jądra i zostają silniej z nim związane. W konsekwencji wszystkie kationy mają promienie mniejsze niż atomy, z których się utworzyły, na przykład:



$_{11}Na: K^2L^8M^1$ $_{11}Na^+: K^2L^8$

Atomy niemetali, pierwiastków o dużej elektroujemności, znajdujące się przy końcu okresu, mogą przyłączać do zewnętrznej powłoki tyle elektronów, ile brakuje im do konfiguracji helowca zamykającego okres. Na przykład atom chloru uzyskuje w ten sposób konfigurację argonu:

a tlen – neonu:

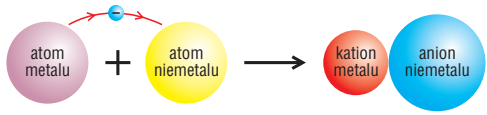


Atom, który przyłączył elektron, staje się jonem ujemnym, czyli anionem. Tworzenie anionów jest typową cechą niemetali.

Wszystkie aniony mają promienie większe niż macierzyste atomy. Przyłączenie elektronu powoduje zwiększenie siły odpychania między elektronami i wzrost wymiarów chmury elektronowej, na przykład:

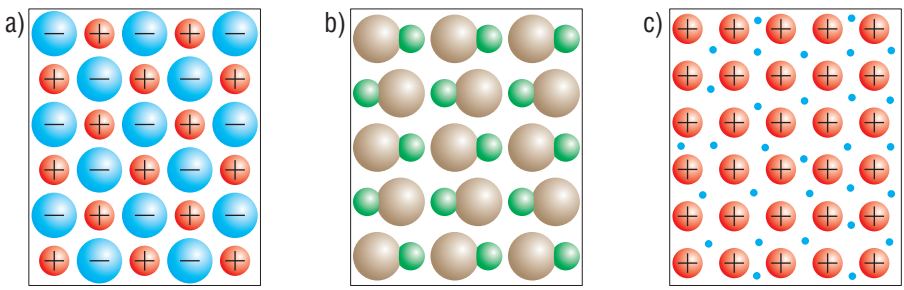
$_{17}Cl: K^2L^8M^7$ $_{17}Cl^-: K^2L^8M^8$

Łączenie się metali z niemetalami polega na przenoszeniu elektronów z atomu metalu do atomu niemetalu i utworzeniu **wiązania jonowego** według schematu:



Atom metalu przekształca się w kation, a atom niemetalu – w anion. Wytworzone jony przyciągają się elektrostatycznie i na tym polega utworzenie wiązania chemicznego zwanego wiązaniem jonowym. Typowym przykładem takiego procesu może być reakcja sodu z chlorem, której produktem jest chlorek sodu, NaCl (skrót „ew" oznacza elektrony walencyjne):

Substancje zbudowane z jonów tworzą w stanie stałym jonową sieć krystaliczną – rys. 1.44.a. Więcej na ten temat jest w p. 1.10.17.



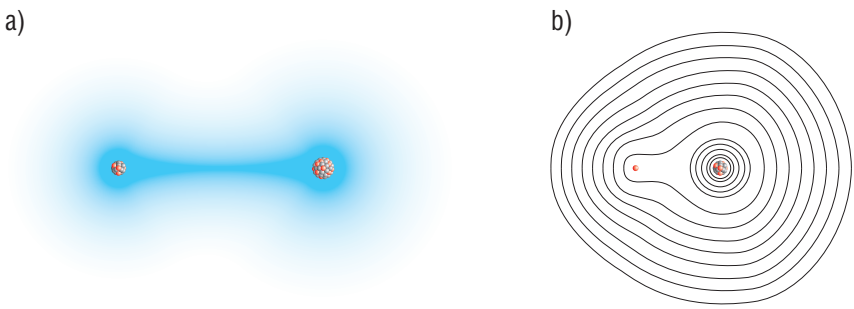
Rys. 1.44. Schematy sieci krystalicznych: a) jonowej, b) cząsteczkowej, c) metalicznej (niebieskie kropki oznaczają swobodnie poruszające się elektrony)

Proponujemy zadania ze „Zbioru...": 7.38, 7.47.

1.10.2. Wiązanie kowalencyjne

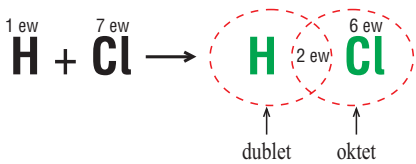
Łączenie się niemetali z niemetalami polega na uwspólnieniu elektronów i utworzeniu **wiązania kowalencyjnego** według schematu:

Oba atomy przekształcają się w cząsteczkę, czyli drobinę obojętną elektrycznie, zbudowaną z jąder atomowych i elektronów. W ramach przybliżonych metod obliczeniowych chemii kwantowej można przyjąć, że część elektronów porusza się wokół pierwszego jądra, część wokół drugiego, a kilka wokół obu jąder i te ostatnie są nazywane elektronami wiążącymi lub uwspólnionymi. Wspólne elektrony zachowują się jak chmura ładunku, rozprzestrzeniona wokół obu jąder i wykazująca znaczną gęstość w obszarze międzyjądrowym. Chmura ta nakłada się na chmury innych elektronów walencyjnych i rdzeniowych.



Rys. 1.45. Elektrony w cząsteczkach typu AB: a) chmura elektronów wspólnych; b) warstwice gęstości elektronowej w cząsteczce HCl

Istota wiązania kowalencyjnego polega na istnieniu **wspólnych elektronów**, stanowiących pary o skompensowanych spinach. One stanowią czynnik wiążący. Typowym przykładem cząsteczki powstającej na tej zasadzie jest cząsteczka chlorowodoru HCl:



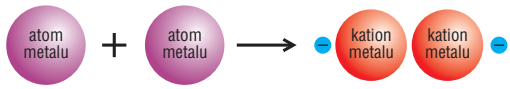
Każdy atom „oddelegowuje" jeden elektron do utworzenia wspólnego zespołu elektronowego (w tym przypadku dwuelektronowego), w powyższym schemacie zaznaczonego symbolem „2 ew" (dwa elektrony walencyjne) między symbolami atomów. Wokół obu jąder utworzyła się trwała konfiguracja walencyjna, ponieważ elektrony wspólne liczy się zarówno jako składnik dubletu przy jądrze wodoru, jak i składnik oktetu walencyjnego dla chloru.

Pozostałe elektrony walencyjne, które nie biorą udziału w tworzeniu wiązania, określa się jako wolne. Elektrony te najczęściej tworzą pary o skompensowanych spinach i stąd powszechnie stosowana nazwa **wolne pary elektronowe.**

Substancje zbudowane z cząsteczek tworzą w stanie stałym cząsteczkową sieć krystaliczną (rys. 1.44.b).

1.10.3. Wiązanie metaliczne

W zbiorze jednakowych lub różnych atomów metali następuje delokalizacja elektronów, która prowadzi do powstania **wiązania metalicznego**. Delokalizacja elektronów następuje przede wszystkim w samych metalach i w ich stopach. Polega na oderwaniu elektronów od atomów, które stają się kationami:



Kationy tworzą sieć krystaliczną, a uwolnione elektrony poruszają się swobodnie w obrębie całej próbki makroskopowej, stąd określenie delokalizacja. Dzięki temu metale są dobrymi przewodnikami elektryczności. Sieć krystaliczną metalu przedstawiono na rysunku 1.44.c.

1.10.4. Promienie atomowe i jonowe

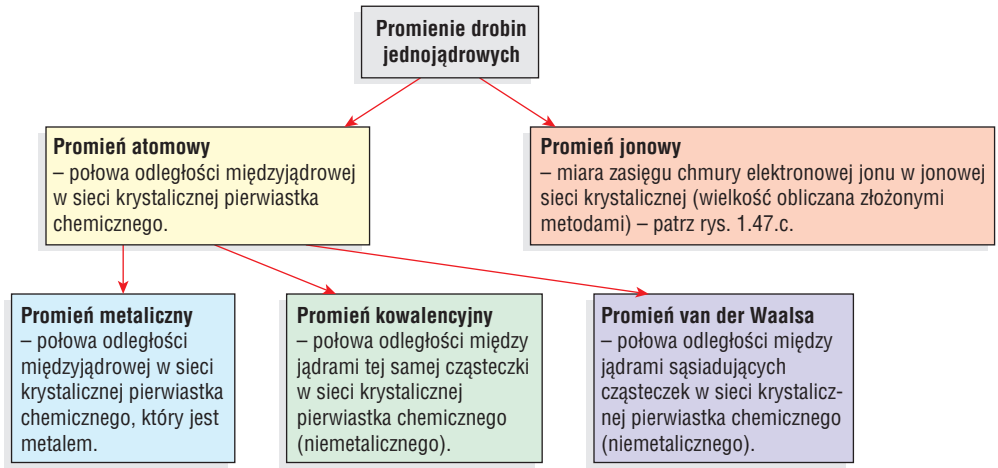
Promienia pojedynczego, izolowanego atomu bądź jonu nie można zmierzyć doświadczalnie ani obliczyć teoretycznie, ponieważ – w świetle mechaniki kwantowej – zasięg chmury elektronowej nie ma skończonej wartości. Prawdopodobieństwo znalezienia elektronu (i gęstość chmury elektronowej) osiąga wartość zerową dopiero w odległości nieskończenie wielkiej od jądra. W ciałach stałych można zmierzyć doświadczalnie odległość między jądrami sąsiadujących atomów lub jonów. Traktując atomy bądź jony jak sztywne, stykające się z sobą kule, przyjmuje się umownie, że połowa odległości między jądrami jednakowych sąsiadujących atomów lub jonów stanowi miarę zasięgu chmury elektronowej i jest nazywana **promieniem atomowym**. Wyróżnia się kilka rodzajów tych promieni, sklasyfikowanych na rys. 1.46 i przedstawionych na rys. 1.47.

Promień drobiny jednojądrowej to miara zasięgu chmury elektronowej drobin sąsiadujących w sieci krystalicznej.

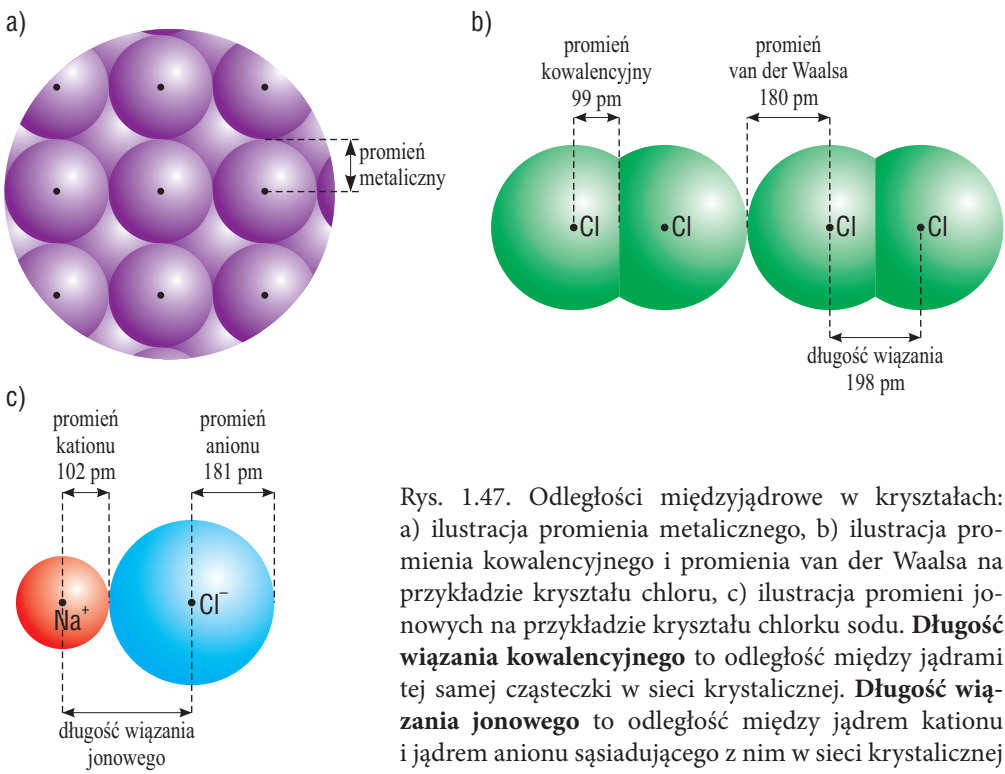
Promień atomowy w kryształach metali jest nazywany **promieniem metalicznym** (rys. 1.47.a). Kryształy niemetali zbudowane są z cząsteczek (Cl_2, P_4, S_8 itp.) i dlatego wyróżnia się w nich dwa rodzaje promieni atomowych: połowę odległości między jądrami tej samej cząsteczki, zwaną **promieniem kowalencyjnym**, oraz połowę odległości między jądrami cząsteczek sąsiadujących, tzw. **promień van der Waalsa**, z reguły większy od kowalencyjnego (rys. 1.47.b).

W jonowych sieciach krystalicznych, zbudowanych z kationów i anionów, promienie tych drobin, zwane **promieniami jonowymi**, nie są połową odległości międzyjądrowej (rys. 1.47.c). Kation jest z reguły mniejszy od anionu, a suma promieni

obu tych jonów jest równa odległości między ich jądrami i bywa nazywana **długością wiązania jonowego**.



Rys. 1.46. Rodzaje promieni drobin jednojądrowych



Rys. 1.47. Odległości międzyjądrowe w kryształach: a) ilustracja promienia metalicznego, b) ilustracja promienia kowalencyjnego i promienia van der Waalsa na przykładzie kryształu chloru, c) ilustracja promieni jonowych na przykładzie kryształu chlorku sodu. **Długość wiązania kowalencyjnego** to odległość między jądrami tej samej cząsteczki w sieci krystalicznej. **Długość wiązania jonowego** to odległość między jądrem kationu i jądrem anionu sąsiadującego z nim w sieci krystalicznej

Promienie atomowe i jonowe ze wzrostem liczby atomowej:

- rosną w grupach tablicy Mendelejewa,
- maleją w okresach tablicy Mendelejewa, ale na końcu, w atomach helowców znacznie wzrastają.

Promienie kationów tego samego pierwiastka maleją ze wzrostem ładunku kationu:

$$r_{M^+} > r_{M^{2+}} > r_{M^{3+}} \quad \text{itd.}$$

Na przykład:

$$Ti^0 - 146\ pm, \quad Ti^{2+} - 78\ pm, \quad Ti^{3+} - 69\ pm, \quad Ti^{4+} - 64\ pm$$

Okresowa zmienność promieni atomowych i jonowych jest prosta, ale kryje w sobie trzy pytania:

- Dlaczego w grupach promienie rosną ze wzrostem liczby atomowej (czyli w dół grupy)?
- Dlaczego w okresach promienie maleją ze wzrostem liczby atomowej (czyli od strony lewej ku prawej), ale na końcu, w grupie helowców, gwałtownie rosną?
- Dlaczego w obrębie okresu promienie i w konsekwencji objętość atomów maleje, mimo że masa atomów wzrasta?

Masa atomowa jest uzależniona od składu jądra, które w porównaniu z całym atomem zajmuje bardzo małą objętość. O objętości atomu, a więc o jego promieniu, decyduje zatem czynnik zupełnie inny niż masa. W miarę wzrostu liczby elektronów w atomie rośnie ładunek jądra $+Z$, elektrony są coraz silniej przyciągane przez jądro i kurczą się ich rozmiary. Dlatego w obrębie okresu następuje systematyczne zmniejszanie się promieni atomowych i jedynie w atomie helowca, kończącego okres, zaobserwować można wzrost promienia wywołany prawdopodobnie silnym, wzajemnym odpychaniem elektronów w całkowicie zapełnionej podpowłoce ***p***. Wzrost objętości atomu pierwiastka rozpoczynającego okres w stosunku do objętości atomu zamykającego okres poprzedni wywołany jest pojawieniem się nowej powłoki, której odpowiada kulista przestrzeń orbitalna ***s***. Ponadto obecność nowej powłoki powoduje kurczenie się powłok bliższych jądra, w związku z czym średnie odległości kolejnych powłok *K*, *L*, *M*, … od jądra nie są wielkościami stałymi.

Promień kowalencyjny ulega znacznemu skróceniu w miarę wzrostu krotności wiązania. Na przykład **długości wiązań** węgiel–węgiel (odległości międzyjądrowe) wynoszą: 154 pm (C–C), 134 pm (C=C), 120 pm (C≡C). Odpowiednie promienie kowalencyjne są połową długości wiązania.

Proponujemy zadania ze „Zbioru...": 7.41, 7.42, 7.63, 7.76, 7.82.

1.10.5. Symbole Lewisa

Gilbert Lewis zaproponował prosty sposób zapisywania przemieszczeń elektronów walencyjnych w procesie tworzenia wiązań chemicznych. Symbole literowe pierwiastków uzupełnia się kropkami obrazującymi elektrony walencyjne. Każda kropka oznacza jeden elektron.

Jeżeli elektrony walencyjne tworzą parę o przeciwnie zorientowanych spinach, to przedstawia się je w postaci dwóch kropek przy tym samym, dowolnie wybranym boku symbolu:

E: lub Ë itp.

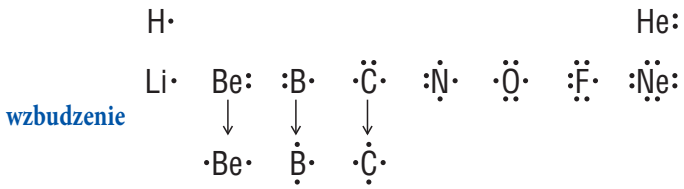
Elektrony niesparowane zaznacza się kropkami w taki sposób, aby przy danym boku symbolu była tylko jedna kropka, na przykład dla dwóch elektronów:

·E· lub Ė· itp.

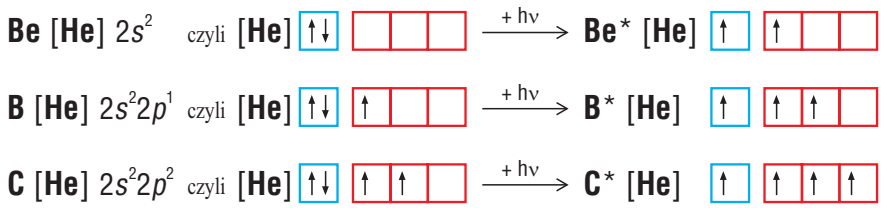
dla trzech elektronów:

Ė· lub ·Ė· itp.

Elektrony walencyjne pierwiastków pierwszego i drugiego okresu należy zatem zapisywać w następujący sposób:



Berylowce, borowce i węglowce reagują najczęściej równocześnie z przejściem ze **stanu podstawowego** do **stanu wzbudzonego**. Jeden z elektronów podpowłoki ***s*** przechodzi do podpowłoki ***p*** i w ten sposób atom zawiera tylko elektrony niesparowane.



Przejścia do stanów wzbudzonych są istotne, ponieważ – jak okaże się dalej – liczba elektronów niesparowanych ma wpływ na liczbę wiązań kowalencyjnych, które tworzy atom.

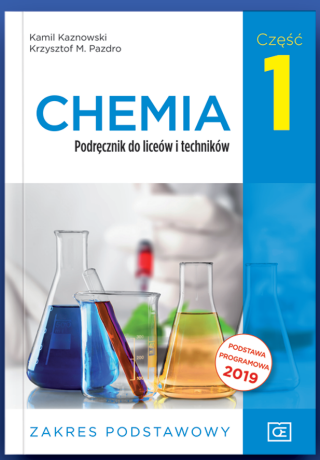
1.10.6. Wzory Lewisa

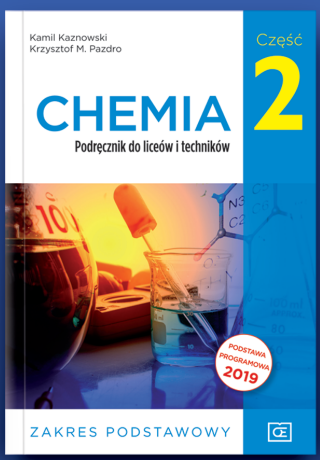
Rodzaj wiązania chemicznego można uwidocznić, stosując **wzory Lewisa**, zwane też wzorami elektronowymi, czyli wzory strukturalne z zaznaczonym rozmieszczeniem elektronów wspólnych i nieuwspólnionych. Istnieją trzy rodzaje wzorów elektronowych: **kropkowe** (w których każdy elektron jest zaznaczony kropką), **kreskowe** (w których każda para elektronów jest zaznaczona kreską), **kreskowo-kropkowe** (preferowane we współczesnej literaturze), w których parę wspólną zaznacza się kreską, a parę wolną dwoma kropkami.

CHEMIA
w liceum i technikum

PODSTAWA PROGRAMOWA 2019

PODRĘCZNIKI zakres podstawowy





PODRĘCZNIKI zakres rozszerzony

Solidnie od podstaw

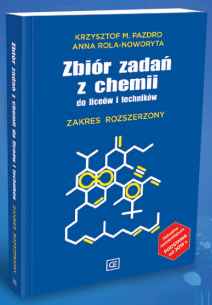
CHEMIA

cztery etapy do sukcesu

na maturze

etap 1.

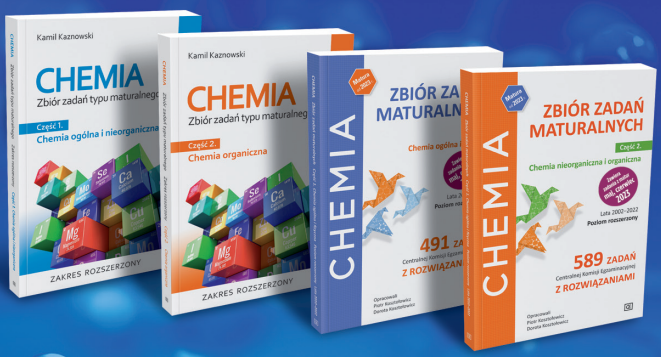
ZBIÓR ZADAŃ



- aktualna nomenklatura
- dostosowany do podstawy programowej od 2019 r.

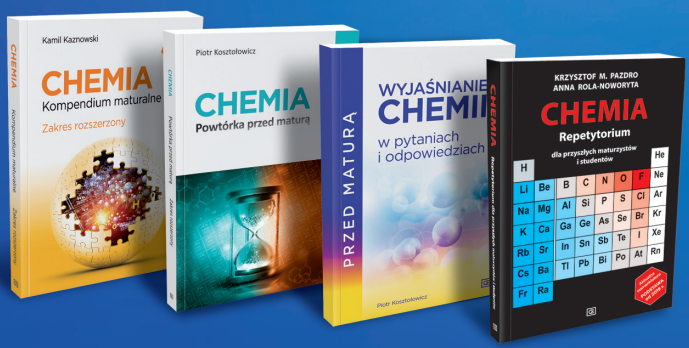
etap 2.

ZADANIA MATURALNE



etap 3.

POWTÓRKA PRZED MATURĄ



etap 4.

PRÓBNE ARKUSZE

www.pazdro.com.pl